

5^e secondaire

Marie-Danielle Cyr



OPTION science

2^e
ÉDITION

Cahier de savoirs et d'activités

Chimie

CONFORME
À LA PROGRESSION
DES APPRENTISSAGES

OPTION science en un coup d'œil



Les chapitres de ce cahier sont regroupés en quatre parties, soit **LES GAZ**, **L'ASPECT ÉNERGÉTIQUE DES TRANSFORMATIONS**, **LA CINÉTIQUE CHIMIQUE**, **L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE**.

Le **titre** du chapitre et un **sommaire** de la partie théorique sont présentés sur la page d'ouverture de chaque chapitre.

Des photos accompagnées de courts textes servent d'**introduction** au chapitre.

Les **formules mathématiques** essentielles sont systématiquement mises en évidence.

L'application des formules est clairement exposée à l'aide d'**exemples** concrets, souvent structurés selon une démarche.

2
Théorie | Chapitre

Comme on peut le constater en observant la FIGURE 2.9, la valeur de la constante correspond au taux de variation de la droite du volume en fonction de la température absolue. Elle dépend de la pression et de la quantité du gaz étudié.

Pour une même quantité de gaz à pression constante, on peut comparer deux situations différentes à l'aide de la formule suivante:

FORMULE

Relation entre le volume et la température d'un gaz

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{ou} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

V_1 représente le volume initial (en ml ou en L)
 T_1 représente la température initiale (en K)
 V_2 représente le volume final (en ml ou en L)
 T_2 représente la température finale (en K)

EXEMPLE

Une seringue contient 75 ml de gaz aux conditions ambiantes de température et de pression. Quel sera le volume de ce gaz si on chauffe la seringue jusqu'à 50 °C tout en gardant la pression et le nombre de particules de gaz constants?

1 Quelle est l'information recherchée? $V_2 = ?$	4 J'effectue les calculs. $V_2 = 75 \text{ ml} \times \frac{323 \text{ K}}{298 \text{ K}}$ $= 81,3 \text{ ml}$
2 Quelles sont les données du problème? $V_1 = 75 \text{ ml}$ $T_1 = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$ $T_2 = 50 \text{ °C} + 273 = 323 \text{ K}$	3 Je vérifie ma réponse et je réponds à la question. Puisque le volume est directement proportionnel à la température absolue, il est logique que, lorsqu'on augmente la température, le volume final soit plus grand que le volume initial. Le volume du gaz sera donc de 81 ml.

Explication à l'aide de la théorie cinétique

Selon la théorie cinétique, la **relation entre le volume et la température** s'explique ainsi:

- si la température augmente, l'énergie cinétique des particules de gaz augmente. Les particules bougent plus vite, ce qui augmente le nombre de collisions et, conséquemment, le volume augmente si l'on maintient la pression constante;
- si la température diminue, l'énergie cinétique des particules de gaz diminue. Les particules bougent moins vite, ce qui diminue le nombre de collisions et, donc, le volume du gaz diminue si l'on maintient la pression constante.

On peut aussi illustrer cette relation avec la comparaison des adolescents qui dansent. Par exemple, lorsqu'on augmente le rythme de la musique (la température), il y a plus de possibilités que les adolescents entrent en collision les uns avec les autres. Pour maintenir le nombre de collisions (la pression) constant, il faut alors les amener dans un local plus grand.

THÉORIE CHAPITRE 2 | LE COMPORTEMENT DES GAZ

73

Note

Dans ce cahier, les réponses tiennent compte des chiffres significatifs (voir la section Métho, à la page 434).

Théorie | Chapitre 2

La chimie au quotidien

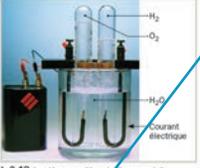
LA PRESSION DANS LES PNEUS

Au cours de la journée, la température augmente, ce qui augmente la pression de l'air dans les pneus. Les fabricants recommandent de mesurer la pression des pneus le matin, puisque c'est à ce moment qu'elle est à son minimum. En effet, des pneus insuffisamment gonflés se détériorent plus rapidement et risquent de surchauffer, à cause de l'augmentation de la friction avec la route. Les risques d'éclatement sont alors plus élevés.



La relation entre le volume et la quantité de gaz

En se servant de ses observations sur les gaz et du modèle atomique de Dalton, Louis Joseph Gay-Lussac proposa, en 1808, la loi des combinaisons volumétriques. Selon cette loi, lors d'une réaction chimique, les volumes de réactifs et de produits gazeux, aux mêmes conditions de température et de pression, sont toujours des rapports simples de nombres entiers. La figure 2.13 montre l'exemple de la décomposition de l'eau.



L'hypothèse d'Avogadro

Quelques années après l'énoncé de la loi des combinaisons volumétriques, le chimiste et physicien italien Amedeo Avogadro (1776-1856) tenta d'expliquer les bases de cette loi en proposant l'hypothèse suivante.

DÉFINITION
L'hypothèse d'Avogadro indique que des volumes égaux de gaz, aux mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de particules.

Étant donné que, à cette époque, Avogadro n'avait pas les ressources nécessaires pour prouver son hypothèse, elle tomba dans l'oubli et ne fut acceptée comme théorie qu'en 1860.

Cette théorie est utile, en particulier, pour déterminer la masse molaire d'un gaz inconnu à l'aide d'un autre gaz dont la masse molaire est connue. En effet, si les deux gaz occupent le même volume et si les conditions de température et de pression sont les mêmes, alors le nombre de moles de chacun des deux gaz sera le même. Voyons un exemple.

ÉTYMOLOGIE
L'hypothèse vient du mot grec *hypothèse*, qui signifie « base d'un raisonnement, supposition ».

76 PARTIE I | LES GAZ THÉORIE

La rubrique **La chimie au quotidien** établit un lien entre un concept touché dans le chapitre et une application de la vie de tous les jours ou un phénomène naturel.

Une **définition** est insérée lorsqu'une notion fondamentale doit être expliquée.

Des capsules **Étymologie** facilitent la compréhension de mots abstraits ou difficiles.

Des capsules **Lien mathématique** relient des mots du texte à leur signification dans le domaine mathématique.

La rubrique **Enrichissement** couvre des connaissances supplémentaires à celles prescrites dans le programme.

De nombreuses photos et illustrations accompagnent la théorie.

Théorie | Chapitre 1

ENRICHISSEMENT

Lorsqu'un gaz a accumulé une très grande quantité d'énergie, les électrons de ses dernières couches électroniques se détachent. On obtient alors un gaz ionisé, ou plasma, constitué d'un mélange d'ions positifs et d'électrons libres. Le plasma est considéré comme une quatrième phase de la matière, étant donné qu'il n'a pas les mêmes propriétés que le gaz dont il est issu. On le trouve surtout dans les étoiles et l'espace interstellaire. On peut également produire du plasma en chauffant un gaz ou en le soumettant à un champ électrique de forte intensité. Certaines applications, comme les écrans à plasma ou les tubes fluorescents, fonctionnent grâce à l'ionisation des gaz.



1.7 Les aurores polaires sont constituées de gaz ionisé, c'est-à-dire de plasma. Sur Terre, cette phase est plutôt rare. Cependant, 99 % de la matière de l'univers se présente sous cette forme.

Les changements de phase

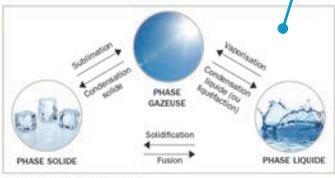
La matière peut exister sous différentes phases. Elle peut aussi passer de l'une à l'autre, sans pour autant modifier sa nature; ce changement de phase constitue une transformation physique. La figure 1.8 présente les termes les plus couramment utilisés pour désigner les changements de phase. Comme on peut le constater, la phase gazeuse, le principal objet d'étude de ce chapitre, peut subir une condensation liquide ou solide. Elle peut aussi être produite par sublimation ou par vaporisation.

On peut représenter un changement de phase à l'aide d'une équation. Toutefois, puisqu'il s'agit d'un changement physique, seule la phase est modifiée. La nature de la substance demeure la même avant et après la transformation, comme le montre l'exemple ci-dessous.

Vaporisation de l'eau:
 $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(g)}$

Lorsqu'un gaz se forme par la vaporisation ou la sublimation d'une substance normalement liquide ou solide à la température ambiante, on le désigne sous le nom de « vapeur ». Ainsi, l'eau en phase gazeuse est de la vapeur d'eau.

DÉFINITION
La **vapeur** est la forme gazeuse d'une substance habituellement liquide ou solide aux conditions ambiantes de température et de pression, soit à 25 °C et à 101,3 kPa.



1.8 Les changements de phase.

THÉORIE CHAPITRE 1 | LES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES GAZ 37

Un **résumé** reprend l'essentiel des notions abordées dans le chapitre.

Résumé

Les réactions endothermiques et exothermiques

4.1 L'énergie et ses formes

L'énergie, c'est la capacité d'accomplir un travail ou de provoquer un changement. Elle s'exprime en joules (J) ou en kilojoules (kJ).
- L'énergie cinétique est l'énergie associée au mouvement.
- L'énergie potentielle est l'énergie de réserve.

Caractéristique	Température	Chaleur
Définition	Mesure du degré d'agitation des particules d'une substance.	Transfert d'énergie thermique entre deux substances.
Symbole	T	Q
Unité de mesure	Celsius (°C) ou kelvin (K)	Joule (J)

Calcul de la variation de température:
 $\Delta T = T_f - T_i$ où ΔT représente la variation de température (en °C), T_f représente la température finale (en °C), T_i représente la température initiale (en °C).

Calcul de la chaleur (ou du transfert d'énergie thermique):
 $Q = mc\Delta T$ où Q représente la chaleur absorbée ou dégagée (en J), m représente la masse (en g), c représente la capacité thermique massique (en J/g°C), ΔT représente la variation de température (en °C).

Substance qui se réchauffe	Substance qui se refroidit
La température augmente ($T_f > T_i$).	La température diminue ($T_f < T_i$).
La variation de température est positive (ΔT positif).	La variation de température est négative (ΔT négatif).
La chaleur est positive (Q positif).	La chaleur est négative (Q négatif).
La substance absorbe de la chaleur.	La substance dégage de la chaleur.

Le transfert de chaleur entre deux milieux

La chaleur est transférée jusqu'à ce que les températures des deux milieux soient égales. $T_{f1} = T_{f2}$

En vertu de la loi de la conservation de l'énergie, la chaleur absorbée par le milieu 1 équivaut à la chaleur dégagée par le milieu 2. $Q_1 = -Q_2$

Les variations de température des deux milieux sont différentes. $\Delta T_1 \neq \Delta T_2$

THÉORIE CHAPITRE 4 | LES RÉACTIONS ENDOTHERMIQUES ET EXOTHERMIQUES 191

PARTIE I LES GAZ

CHAPITRE 1 Les propriétés physiques des gaz

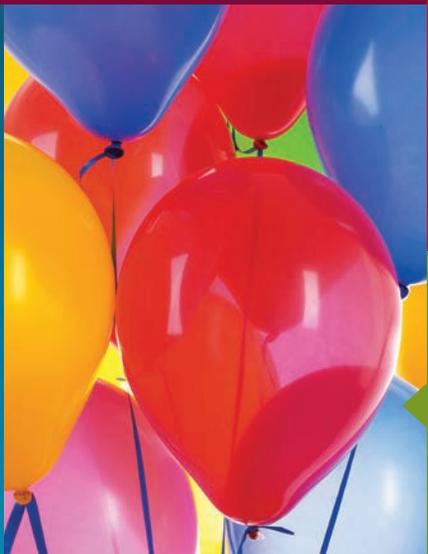


1.1 Les gaz dans notre quotidien	34
1.2 La théorie cinétique des gaz	41
1.3 La pression	50
Résumé	57

La pression des gaz à l'intérieur d'une combinaison spatiale équivaut au tiers de la pression à la surface de la Terre. Pourtant, l'astronaute respire la même quantité d'oxygène que sur Terre.



On met de l'argon dans les fenêtres écoénergétiques pour profiter de la capacité isolante de ce gaz.



Il est de plus en plus difficile de trouver de l'hélium sur Terre. Pourtant, ce gaz est le deuxième élément le plus abondant de l'Univers.

Les gaz dans notre quotidien

Les **gaz** sont abondants sur notre planète et ils occupent une grande place dans notre quotidien. Onze éléments du tableau périodique sont gazeux aux conditions ambiantes (voir le tableau périodique à l'intérieur de la couverture avant).

Les gaz interviennent dans de multiples phénomènes naturels. Ils sont aussi employés dans plusieurs applications technologiques. Le **TABLEAU 1.1** présente quelques-uns de ces phénomènes et applications.

1.1 Quelques phénomènes naturels et applications technologiques dans lesquels les gaz jouent un rôle

Phénomènes naturels	Applications technologiques
L'air que nous respirons est principalement constitué de diazote (N_2) et de dioxygène (O_2).	L'énergie mécanique provenant de la vapeur d'eau a donné naissance à l'industrialisation.
Les vents, qui régulent le climat de chaque région, sont des déplacements de masses d'air.	Le diazote permet de produire l'ammoniac (NH_3), un composant très répandu des engrais et des produits de nettoyage.
Les végétaux absorbent du dioxyde de carbone (CO_2) et rejettent du dioxygène lors de la photosynthèse.	Le dioxygène est largement utilisé dans les hôpitaux et dans la fabrication de l'acier.
Grâce à la respiration cellulaire, notre corps peut utiliser le dioxygène de l'air pour assurer les fonctions vitales de la cellule.	Les gaz comprimés permettent le fonctionnement des bombes aérosol et des outils à air comprimé.
Les animaux, notamment les ruminants, évacuent du méthane (CH_4), un gaz qui contribue à l'effet de serre.	Des gaz réfrigérants servent dans les systèmes de réfrigération et de climatisation.
Les volcans rejettent une grande quantité de gaz dans l'atmosphère, comme de la vapeur d'eau (H_2O), du dioxyde de carbone, du dioxyde de soufre (SO_2) et du monoxyde de carbone (CO).	D'autres gaz, comme le gaz naturel, qui est principalement constitué de méthane extrait des couches souterraines de la Terre, sont d'excellents combustibles.
	Les montgolfières fonctionnent à l'aide d'air chauffé par un brûleur.

ÉTYMOLOGIE

Gaz vient du mot grec *khaos*, qui signifie «masse confuse des éléments répandus dans l'Univers».



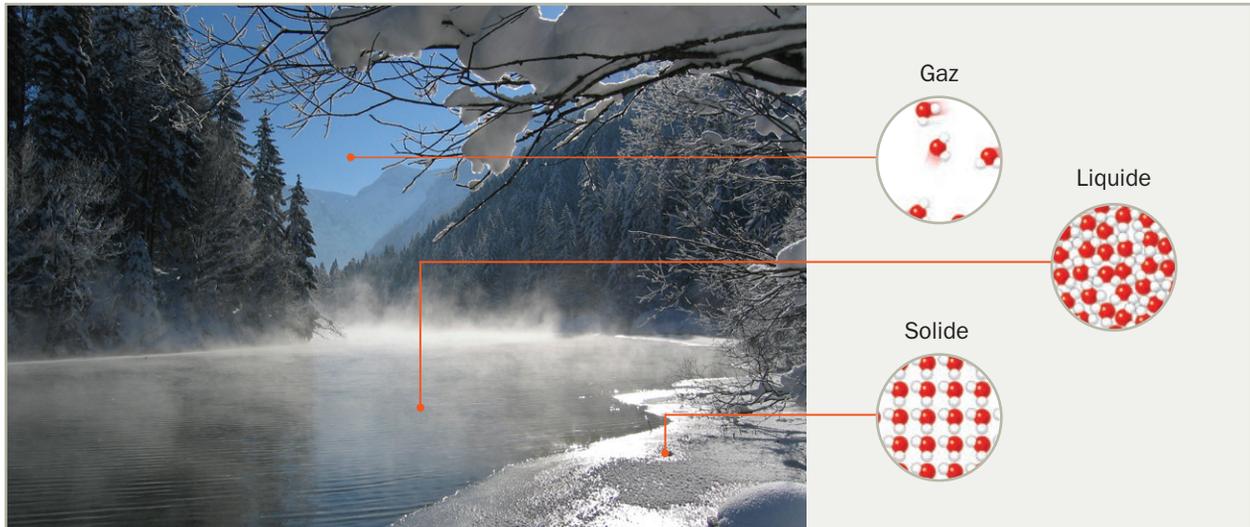
► **1.2** Le volcan Haleakala, situé sur l'île de Maui, à Hawaï, rejette continuellement des gaz dans l'atmosphère.



► **1.3** Une boulonneuse pneumatique fonctionne à l'aide d'air comprimé.

Les phases de la matière

Comme le montre la **FIGURE 1.4**, la matière peut se présenter sous différentes phases, ou états.



► **1.4** L'eau de cette rivière est à la fois solide et liquide. L'air contient de l'eau en phase gazeuse. Quant à la brume, elle provient de vapeur d'eau qui s'est transformée en fines gouttelettes d'eau liquide en suspension.

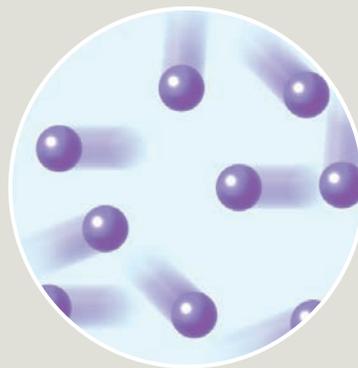
Qu'est-ce qui permet de distinguer les gaz des autres phases de la matière ? C'est au niveau atomique qu'il faut chercher la réponse à cette question. Comme il est impossible de voir les particules de matière, les scientifiques ont imaginé un modèle, le modèle particulaire (ou corpusculaire) de la matière. Ce modèle repose principalement sur trois postulats.

DÉFINITION

Le **modèle particulaire (ou corpusculaire)** est une représentation de la matière sous forme de particules.

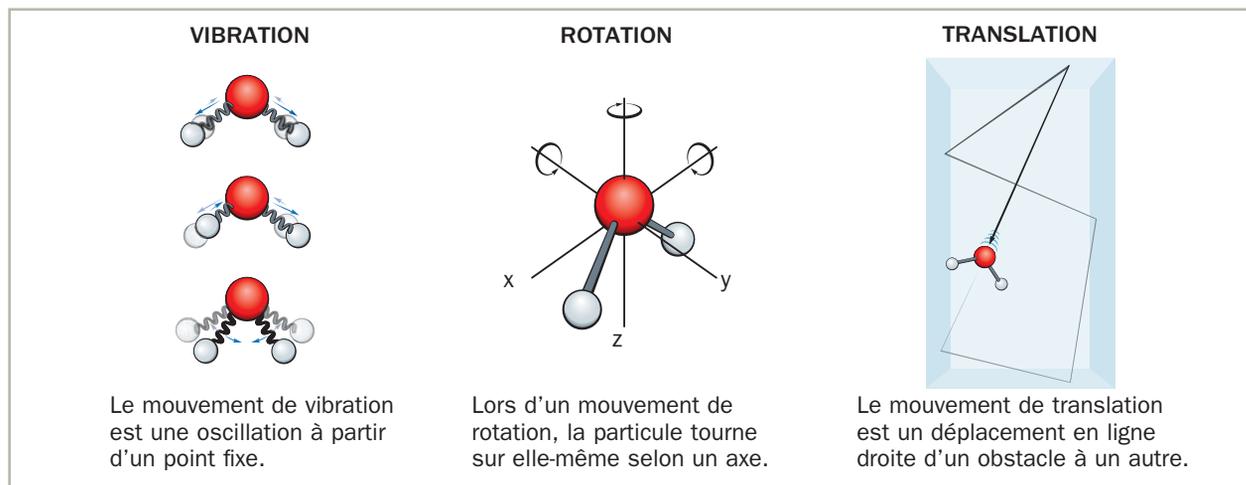
Les postulats du modèle particulaire de la matière

1. La matière est constituée de **particules extrêmement petites** (ces particules peuvent être des atomes, des molécules ou des ions).
2. Les particules de matière sont **constamment en mouvement**.
3. Les particules de matière **peuvent ou non être retenues ensemble par des forces d'attraction**.



Le mouvement des particules de matière fut décrit pour la première fois en 1827, par le botaniste écossais Robert Brown (1773–1858). En observant l'intérieur de grains de pollen au microscope, Brown remarqua que de très petites particules y bougeaient constamment, de manière aléatoire, dans toutes les directions. Ce mouvement désordonné des particules est appelé « mouvement brownien ».

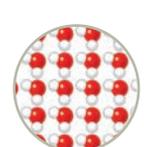
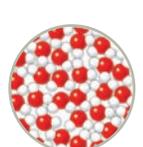
Aujourd'hui, on distingue trois types de mouvement au niveau moléculaire ou atomique : le mouvement de vibration, le mouvement de rotation et le mouvement de translation. Ces mouvements sont illustrés à la **FIGURE 1.5**.



► 1.5 Les trois types de mouvement des particules.

Le **TABLEAU 1.6** résume les caractéristiques des trois phases de la matière.

1.6 Les caractéristiques des trois principales phases de la matière

Caractéristique	Phase solide	Phase liquide	Phase gazeuse
Représentation selon le modèle particulaire			
Disposition	Les particules sont très près les unes des autres. Les particules sont disposées de façon très ordonnée .	Les particules sont très près les unes des autres. Les particules sont disposées de façon désordonnée .	Les particules d'un gaz sont très éloignées les unes des autres. Les particules sont disposées de façon désordonnée .
Forces d'attraction	Les particules sont retenues ensemble par d' importantes forces d'attraction.	Les particules sont retenues ensemble par de faibles forces d'attraction.	Les particules ne sont retenues ensemble par aucune force d'attraction.
Types de mouvement	Les particules ne peuvent que vibrer sur place.	Les particules peuvent principalement vibrer et tourner sur elles-mêmes.	Les particules possèdent une très grande liberté de mouvement. Elles sont capables d'effectuer de la vibration , de la rotation et, principalement, de la translation .
Forme et volume	Un solide a une forme précise et un volume à peu près constant .	Un liquide n'a pas de forme précise. Il prend la forme de son contenant. Son volume est à peu près constant . C'est un fluide incompressible .	Un gaz n'a ni forme précise ni volume constant. Il occupe tout l'espace disponible. Son volume est variable . C'est un fluide compressible .
Masse volumique	Un solide a généralement une très grande masse volumique.	Un liquide a généralement une grande masse volumique.	Un gaz a une petite masse volumique.

ENRICHISSEMENT

Lorsqu'un gaz a accumulé une très grande quantité d'énergie, les électrons de ses dernières couches électroniques se détachent. On obtient alors un gaz ionisé, ou plasma, constitué d'un mélange d'ions positifs et d'électrons libres. Le plasma est considéré comme une quatrième phase de la matière, étant donné qu'il n'a pas les mêmes propriétés que le gaz dont il est issu. On le trouve surtout dans les étoiles et l'espace interstellaire. On peut également produire du plasma en chauffant un gaz ou en le soumettant à un champ électrique de forte intensité. Certaines applications, comme les écrans à plasma ou les tubes fluorescents, fonctionnent grâce à l'ionisation des gaz.

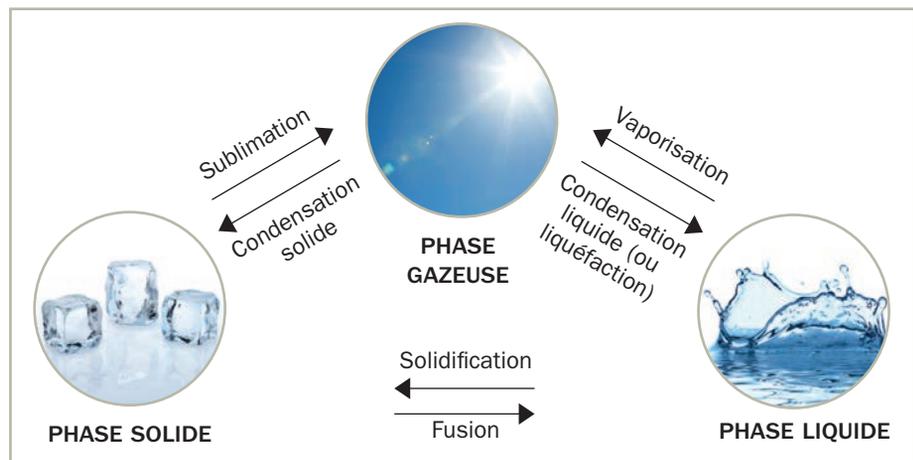


► **1.7** Les aurores polaires sont constituées de gaz ionisé, c'est-à-dire de plasma. Sur Terre, cette phase est plutôt rare. Cependant, 99% de la matière de l'Univers se présente sous cette forme.

Les changements de phase

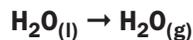
La matière peut exister sous différentes phases. Elle peut aussi passer de l'une à l'autre, sans pour autant modifier sa nature : ce changement de phase constitue une transformation physique. La **FIGURE 1.8** présente les termes les plus couramment utilisés pour désigner les changements de phase. Comme on peut le constater, la phase gazeuse, le principal objet d'étude de ce chapitre, peut subir une condensation liquide ou solide. Elle peut aussi être produite par sublimation ou par vaporisation.

On peut représenter un changement de phase à l'aide d'une équation. Toutefois, puisqu'il s'agit d'un changement physique, seule la phase est modifiée. La nature de la substance demeure la même avant et après la transformation, comme le montre l'exemple ci-dessous.



► **1.8** Les changements de phase.

Vaporisation de l'eau :



Lorsqu'un gaz se forme par la vaporisation ou la sublimation d'une substance normalement liquide ou solide à la température ambiante, on le désigne sous le nom de « vapeur ». Ainsi, l'eau en phase gazeuse est de la vapeur d'eau.

DÉFINITION

La **vapeur** est la forme gazeuse d'une substance habituellement liquide ou solide aux conditions ambiantes de température et de pression, soit à 25 °C et à 101,3 kPa.

La vaporisation est un cas particulier de changement de phase, car elle peut s'effectuer de deux façons : soit par évaporation, soit par ébullition.

L'ÉVAPORATION

À cause de leur agitation, certaines particules situées à la surface d'un liquide parviennent à vaincre les forces d'attraction et à se détacher des autres particules liquides pour devenir gazeuses. C'est ce qui se produit lorsqu'une flaque d'eau s'évapore. Toutefois, la facilité avec laquelle un liquide s'évapore dépend de sa nature. Par exemple, l'alcool s'évapore plus facilement que l'eau. On dit d'une telle substance qu'elle est volatile. Toutes les substances odorantes sont volatiles.

L'évaporation a lieu :

- ▶ uniquement à la surface du liquide ;
- ▶ à n'importe quelle température située entre le point de fusion et le point d'ébullition.



- ▶ **1.9** Le séchage du linge sur une corde ou dans la sècheuse montre que l'évaporation s'effectue à toute température.

L'ÉBULLITION

Lorsqu'un liquide atteint son point d'ébullition, toutes les particules de ce liquide ont alors la possibilité de passer à la phase gazeuse. Il en résulte la formation de petites bulles de gaz. Comme ces bulles sont très légères, elles remontent à la surface, où le gaz s'échappe dans l'air. C'est à ce moment que le liquide bout, à température constante.

L'ébullition a lieu :

- ▶ partout dans le liquide ;
- ▶ à une température précise, déterminée par la nature de la substance et par la pression.



- ▶ **1.10** Le diazote liquide se met à bouillir dès qu'on le place à température ambiante, puisque sa température d'ébullition est de $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Dans le langage courant, on parle souvent de « vaporisation » lorsqu'on projette un liquide dans l'air à l'aide de bombes aérosol. En fait, ces bombes produisent un aérosol et non un gaz. Un aérosol est un mélange constitué de fines particules de solide ou de liquide en suspension dans un gaz. Il ne s'agit donc pas d'un changement de la phase liquide à la phase gazeuse.



La chimie au quotidien

LA POLLUTION D'AMBIANCE

Des millions de Nord-Américains tentent d'échapper aux mauvaises odeurs à l'aide des nombreux « purificateurs d'air », vendus sous forme de vaporisateurs, aérosols, bougies, encens, huiles essentielles, etc. Cependant, des tests ont démontré que plusieurs de ces produits émettent des substances dangereuses, telles que des phtalates, du benzène, du formaldéhyde, du naphthalène ou du toluène. Plusieurs de ces substances sont associées à des cancers ou à des problèmes de fertilité. Ainsi, au lieu de purifier l'air, comme le promettent les campagnes de publicité, les « purificateurs d'air » y répandent des substances nuisibles à notre santé.

Exercices

1.1 Les gaz dans notre quotidien

1 Parmi les gaz suivants, indiquez celui qui est décrit dans chaque situation.

Diazote	Dihydrogène	Dioxyde de carbone
Dioxygène	Méthane	

a) Les ruminants évacuent ce gaz qui contribue à l'effet de serre.

b) Ce gaz est un des produits de la photosynthèse.

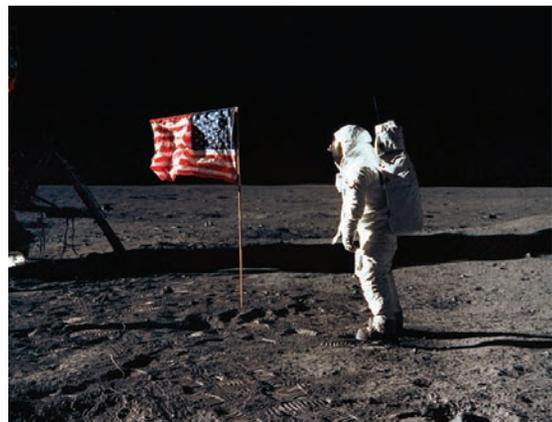
c) Ce gaz, produit par la respiration cellulaire, est rejeté lors de l'expiration.

d) Ce gaz est utilisé comme combustible pour chauffer les maisons.

2 Indiquez si les descriptions suivantes correspondent à un ou des gaz intervenant dans un phénomène naturel (PN) ou dans une application technologique (AT). S'il n'y a aucun gaz en jeu, cochez la case « autre » (A).

Description	PN	AT	A
a) Les bouteilles d'air comprimé permettent aux plongeurs d'explorer les fonds marins.			
b) Les poissons captent le dioxygène dissous dans l'eau.			
c) Des batteries alimentent le circuit électrique d'une voiture.			
d) Les ampoules fluocompactes émettent de la lumière.			
e) La fonte du pergélisol affecte les écosystèmes nordiques.			
f) Les tornades peuvent être dévastatrices.			

3 Cette photo a été prise lors de la première exploration lunaire. Le drapeau qu'on y voit est fixé non seulement à un mât, mais également à un bâton horizontal, comme un rideau. Expliquez pourquoi ce drapeau ne peut flotter au vent comme il le ferait sur la Terre.



4 À quelle phase de la matière chacune des descriptions suivantes correspond-elle ?

- a) Phase ayant une forme indéfinie et un volume presque constant. _____
- b) Phase dont la structure intermoléculaire est très ordonnée. _____
- c) Phase formée de particules n'ayant pas d'interaction entre elles. _____

5 La masse volumique d'un gaz peut varier. Expliquez pourquoi.

6 Quelles sont les ressemblances et les différences entre les liquides et les gaz en ce qui concerne leur façon d'occuper un contenant ?

Ressemblances	Différences
_____	_____
_____	_____
_____	_____
_____	_____
_____	_____
_____	_____

7 Nommez chacun des changements suivants :

- a) $\text{N}_{2(g)} \rightarrow \text{N}_{2(l)}$ _____
- b) $2 \text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ _____
- c) $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ _____
- d) $\text{CO}_{2(s)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)}$ _____

8 Écrivez l'équation qui représente l'évaporation du méthanol (CH_3OH).

9 Qu'est-ce qui distingue l'évaporation de l'ébullition ?

10 La glace sèche se sublime pour produire du dioxyde de carbone gazeux. Peut-on dire que ce gaz est de la vapeur ? Expliquez votre réponse.

La théorie cinétique des gaz

Afin de fournir des explications aux divers phénomènes gazeux et de mieux comprendre les propriétés des gaz, des scientifiques établirent, au milieu du 19^e siècle, un modèle qu'on appelle la « théorie **cinétique** des gaz ». (*Voir les principaux points de la théorie cinétique des gaz aux pages suivantes.*) Comme l'indique l'origine du mot « cinétique », cette théorie est basée sur le mouvement, caractéristique qui distingue la phase gazeuse des autres phases, et sur l'énergie qui en est responsable, soit l'énergie cinétique.

ÉTYMOLOGIE

Cinétique vient du mot grec *kinêtikos*, qui signifie « mouvement ».

DÉFINITION

L'**énergie cinétique** est l'énergie que possède un corps en raison de son mouvement.

L'énergie cinétique dépend de la masse et de la vitesse d'un corps en mouvement. Par conséquent, plus une particule de gaz bouge vite, plus elle possède de l'énergie cinétique. Voici la formule mathématique qui relie l'énergie cinétique, la masse et la vitesse :

FORMULE

Énergie cinétique d'une particule

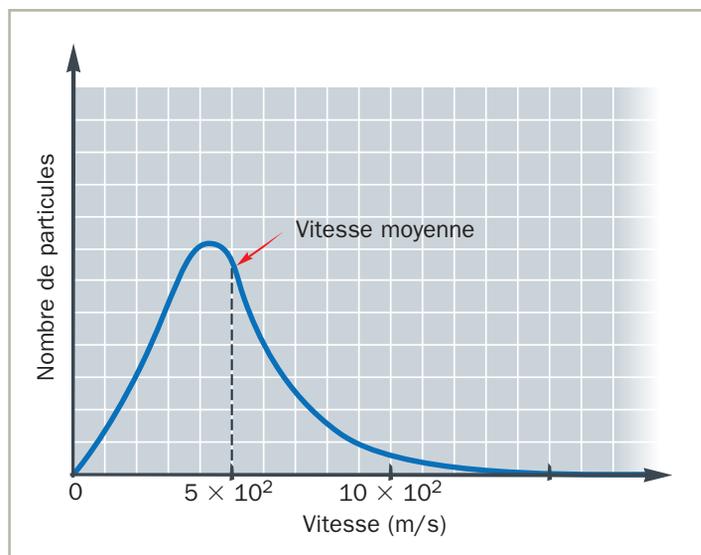
$$E_k = \frac{1}{2} mv^2 \quad \text{où} \quad \begin{array}{l} E_k \text{ représente l'énergie cinétique de la particule (en J)} \\ m \text{ représente la masse de la particule (en kg)} \\ v \text{ représente la vitesse de la particule (en m/s)} \end{array}$$

Une particule de gaz possède une masse très petite, mais elle se déplace très rapidement. Par exemple, à 25 °C, une molécule de dioxygène peut atteindre une vitesse de 333 m/s, soit 1200 km/h. Son énergie cinétique est donc très grande.

Il est impossible de connaître la direction et la vitesse de chaque particule d'un gaz à un moment précis. Même si la vitesse moyenne de l'ensemble des particules demeure constante à une température donnée, il se produit un perpétuel changement de vitesse des particules. Certaines ralentissent, tandis que d'autres accélèrent.

James Clerk Maxwell (1831–1879) et Ludwig Boltzmann (1844–1906) réussirent à établir une relation qui indique le nombre relatif de particules de gaz qui possèdent une vitesse donnée à un moment donné. Le graphique qui en résulte est appelé la « courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann ». La **FIGURE 1.11** en présente un exemple. Comme le montre le haut de la courbe de ce graphique, la majorité des particules possèdent une vitesse près de la vitesse moyenne.

1.11 Le nombre de particules de gaz en fonction de leur vitesse



Les principaux points de la théorie cinétique des gaz

1. Les gaz sont constitués de particules extrêmement petites et très espacées les unes des autres.

Chaque particule de gaz possède une masse et un volume. Toutefois, l'espace occupé par une seule particule de gaz est très petit par rapport à la distance qui la sépare des autres particules, et ce, quelle que soit la nature des particules. Le volume des particules est donc négligeable par rapport au volume total.

En fait, une substance en phase gazeuse est essentiellement constituée de vide. Par exemple, aux conditions ambiantes, la distance qui sépare 2 particules de gaz peut atteindre jusqu'à 1000 fois leur diamètre. C'est pour cette raison que les gaz sont invisibles. C'est aussi pourquoi les gaz sont compressibles : on peut modifier la distance entre leurs particules (la réduire ou l'augmenter).



► **1.12** À notre échelle, des particules qui se trouveraient à une distance de 1000 fois leur diamètre (voir le point 1) correspondraient approximativement à des véhicules tout-terrain qui se tiendraient à 1 km l'un de l'autre.

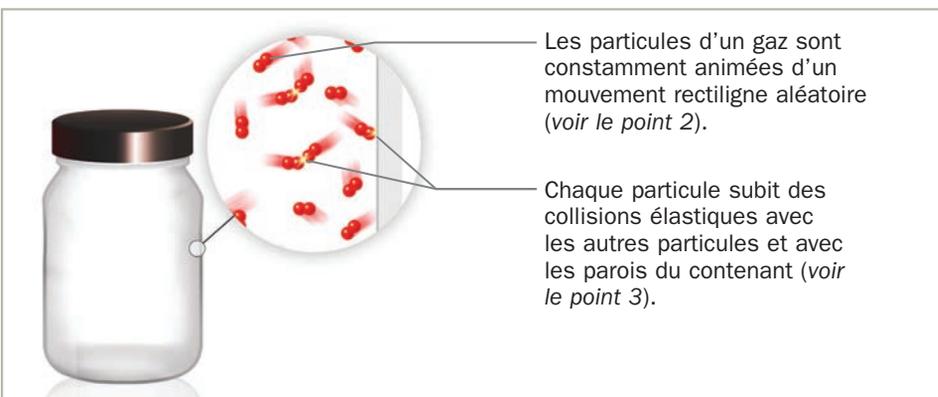
2. Les particules de gaz sont continuellement en mouvement. Elles se déplacent en ligne droite, de manière aléatoire, dans toutes les directions.

En raison de leur grande énergie cinétique, les particules de gaz sont constamment animées d'un mouvement de translation. Elles se déplacent en ligne droite jusqu'à ce qu'elles atteignent un obstacle, comme une autre particule de gaz ou un objet. Elles rebondissent alors et repartent dans une autre direction.

À l'échelle atomique, les particules de gaz ne semblent pas soumises à la force gravitationnelle. Elles occupent tout l'espace du contenant dans lequel elles se trouvent et s'y répartissent uniformément. Toutefois, à l'échelle de l'atmosphère, on constate que, plus on s'éloigne de la surface du globe, plus les particules d'air se font rares. La distance entre les particules d'air augmente donc en fonction de l'altitude.

3. Lorsqu'une particule de gaz rencontre un obstacle, elle rebondit sans perdre de l'énergie.

Les particules de gaz n'exercent pas d'attraction ou de répulsion entre elles. Le seul moment où elles entrent en interaction, c'est au moment d'une collision. Dans ce cas, de l'énergie peut être transférée d'une particule à une autre. L'une des particules subit alors un ralentissement et l'autre, une accélération. Toutefois, l'énergie cinétique moyenne des particules de l'ensemble du gaz demeure constante. Par conséquent, ces collisions sont dites « **élastiques** », puisqu'elles n'occasionnent aucune perte d'énergie nette.

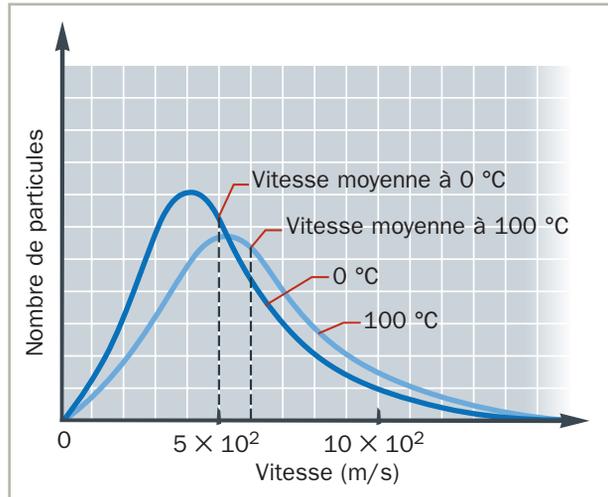


► **1.13** Une représentation des points 2 et 3 de la théorie cinétique.

4. L'énergie cinétique moyenne des particules de gaz dépend de la température.

À une température donnée, l'énergie cinétique moyenne de l'ensemble des particules de gaz, peu importe leur nature, est constante. La seule façon de modifier leur énergie cinétique est de faire varier la température. Ainsi, lorsque la température augmente, la vitesse de chaque particule de gaz augmente. Autrement dit, plus la température est élevée, plus les particules de gaz bougent rapidement. On peut en déduire que l'énergie cinétique moyenne du gaz augmente en conséquence, comme le démontre la **FIGURE 1.14**. En effet, la courbe de distribution des vitesses est légèrement décalée vers la droite lorsqu'on passe de 0 °C à 100 °C.

1.14 Le nombre de particules de gaz en fonction de leur vitesse pour deux températures différentes



La compressibilité et l'expansion

Les particules d'un gaz sont très espacées les unes des autres, comme l'indique le premier point de la théorie cinétique. De plus, selon le deuxième point de la théorie cinétique, les particules des gaz se déplacent dans toutes les directions, grâce aux mouvements de translation qui les animent. Un gaz tend donc à occuper tout l'espace disponible.

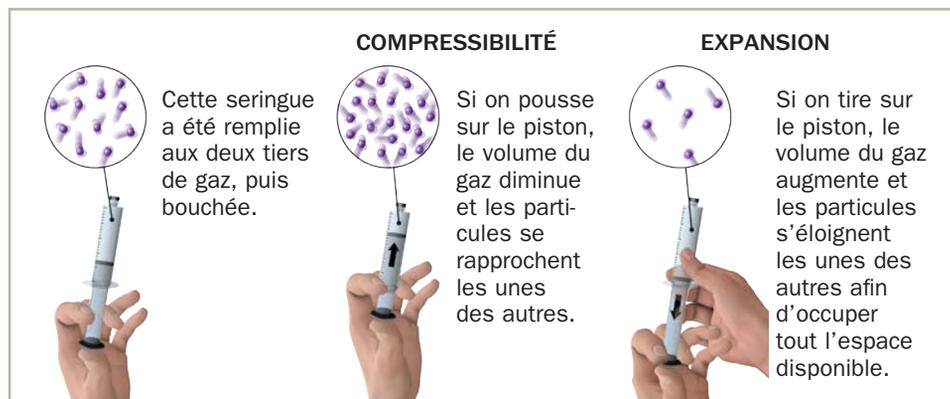
Un gaz est également un fluide compressible, c'est-à-dire qu'il possède un volume variable. La capacité de diminuer le volume d'un gaz est la compressibilité. À l'inverse, la capacité d'augmenter le volume d'un gaz est l'expansion.

DÉFINITION

La **compressibilité** est la propriété physique qui décrit la capacité d'un gaz de diminuer de volume sous l'effet d'une force externe.

DÉFINITION

L'**expansion** est la propriété physique qui décrit la capacité d'un gaz d'augmenter de volume afin d'occuper tout l'espace disponible.



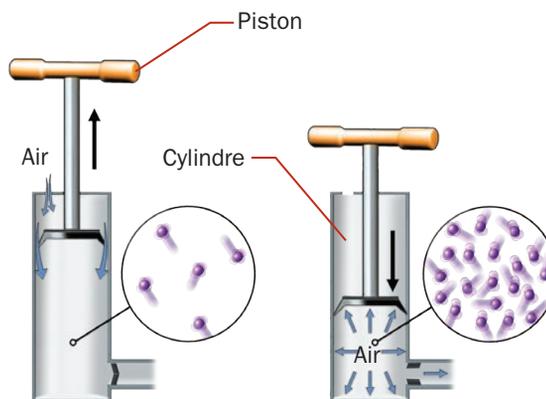
► **1.15** Le volume des gaz est variable parce que les particules des gaz sont très espacées les unes des autres.

La chimie au quotidien

LA POMPE À VÉLO

La pompe à vélo est une application technologique qui met à profit la compressibilité et l'expansion des gaz.

Lorsqu'on tire sur le piston, on augmente le volume disponible pour l'air dans le cylindre. L'espace entre les particules de gaz augmente. Le gaz prend de l'expansion. Au contraire, lorsqu'on pousse sur le piston, on diminue le volume disponible pour l'air dans le cylindre. L'espace entre les particules de gaz diminue. Le gaz est comprimé.



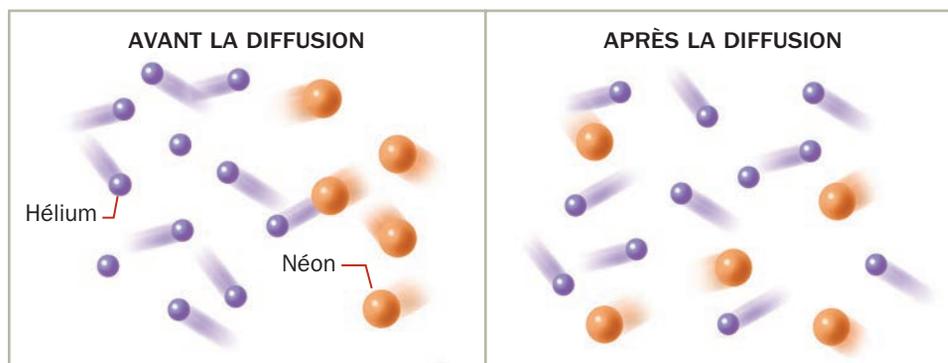
La diffusion et l'effusion

Qui n'a pas senti l'arôme agréable d'un parfum qui se répand dans une pièce, ou encore une odeur nauséabonde qui donne envie de se précipiter vers une source d'air frais? Ces phénomènes proviennent de la tendance naturelle de toute substance à se diriger vers l'endroit où sa concentration est moins élevée et à se mélanger avec la ou les autres substances qui s'y trouvent. C'est ce qu'on appelle la «diffusion».

DÉFINITION

La **diffusion** est un processus par lequel une substance se mélange à une ou plusieurs autres substances grâce au mouvement des particules qui les constituent.

Comme le montre la **FIGURE 1.16**, lorsque deux gaz se rencontrent, ils se mélangent par diffusion. Ce phénomène permet de répartir les différents gaz uniformément dans l'atmosphère. Il permet aussi d'expliquer pourquoi des polluants peuvent se propager sur de longues distances.

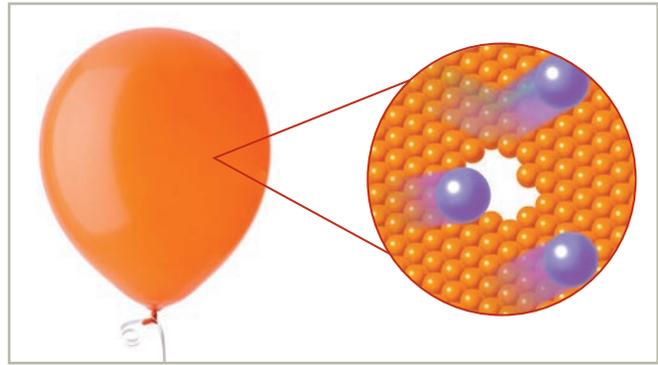


► **1.16** Les deux gaz diffusent l'un vers l'autre.

Lorsqu'un gaz s'échappe d'un contenant par un petit trou, ou lorsqu'il traverse une paroi poreuse, c'est-à-dire une paroi dotée de trous minuscules, comme celle d'un ballon, on parle alors d'effusion.

DÉFINITION

L'**effusion** est un processus par lequel un gaz passe au travers d'une paroi par un petit trou.



► **1.17** La paroi d'un ballon est constituée d'une multitude de petits trous qui permettent aux gaz de s'échapper.

Des gaz, comme le dioxygène et le dioxyde de carbone, peuvent s'échapper par effusion au travers de certains tissus vivants, comme la paroi des vaisseaux sanguins ou la surface des feuilles des végétaux. C'est ce qui assure les échanges gazeux nécessaires à la respiration cellulaire et à la photosynthèse.

La vitesse de diffusion et d'effusion

La diffusion et l'effusion s'effectuent-elles à la même vitesse pour tous les gaz ? Pour répondre à cette question, il faut se rappeler que, à une température donnée, tous les gaz possèdent la même énergie cinétique moyenne (voir le point 4 de la théorie cinétique des gaz) et que cette énergie dépend de la masse et de la vitesse des particules.

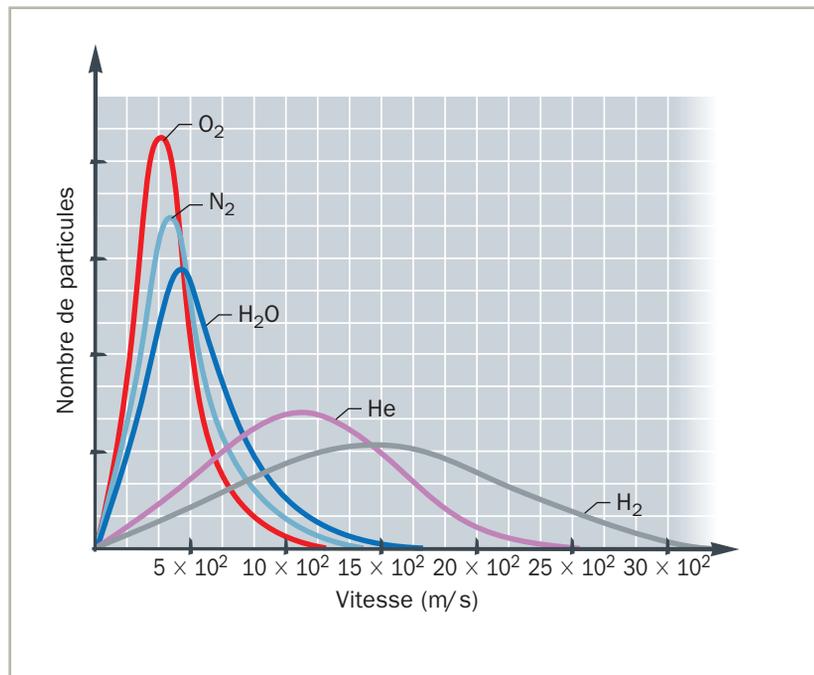
Comme des gaz différents sont formés de particules de masses différentes, leur vitesse moyenne sera différente. Ainsi, **plus un gaz est léger, plus il se déplace rapidement**, comme on peut le constater sur la **FIGURE 1.18**.

Par exemple, la vitesse moyenne du dihydrogène (H_2), qui a une masse molaire de 2,02 g/mol, est beaucoup plus grande que celle du dioxygène (O_2), dont la masse molaire est de 32,00 g/mol. Le taux de diffusion et d'effusion du dihydrogène est donc plus grand que celui du dioxygène.

À température constante, la **vitesse de diffusion ou d'effusion d'un gaz** dépend de sa masse molaire :

- plus la masse molaire d'un gaz est **grande**, plus sa vitesse de diffusion ou d'effusion est **faible** ;
- inversement, plus la masse molaire d'un gaz est **petite**, plus sa vitesse de diffusion ou d'effusion est **élevée**.

1.18 Le nombre de particules de gaz en fonction de leur vitesse pour différents gaz à une même température



Exercices

1.2 La théorie cinétique des gaz

1 Quelle forme d'énergie est à l'origine des mouvements des atomes et des molécules ?

2 Deux bouteilles de gaz identiques contiennent le même nombre de molécules aux conditions ambiantes de température et de pression, c'est-à-dire à 25 °C et à 101,3 kPa. La première contient du diazote, tandis que la deuxième contient du dioxyde de carbone. Dans chacun des cas suivants, précisez si l'énoncé est vrai ou faux et expliquez pourquoi.

a) Les molécules de dioxyde de carbone possèdent plus d'énergie cinétique que les molécules de diazote.

b) L'espace entre les molécules est à peu près le même dans chaque bouteille de gaz.

c) Toutes les particules de diazote se déplacent à la même vitesse.

d) Les molécules de diazote se déplacent plus rapidement que celles de dioxyde de carbone.

e) Les deux bouteilles contiennent la même masse de gaz.

- 3 Qu'arriverait-il si les collisions des particules de gaz n'étaient pas parfaitement élastiques ?

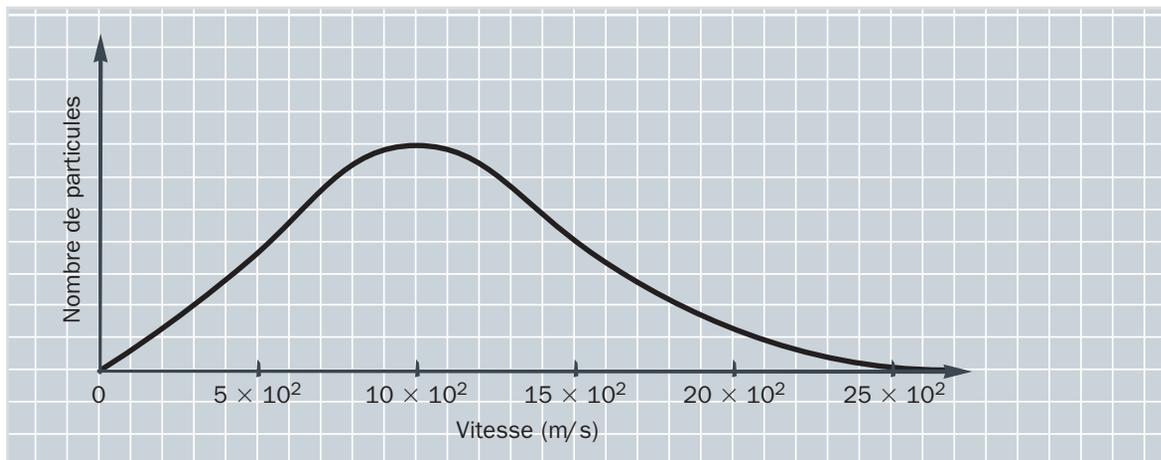
- 4 Quel point de la théorie cinétique permet aux gaz :

a) d'être comprimés dans une bouteille ?

b) de se répandre à l'intérieur d'une pièce ?

c) d'être invisibles ?

- 5 Tracez la courbe de distribution de Maxwell-Boltzmann qui correspondrait à une baisse de température près de la courbe illustrée ci-dessous.

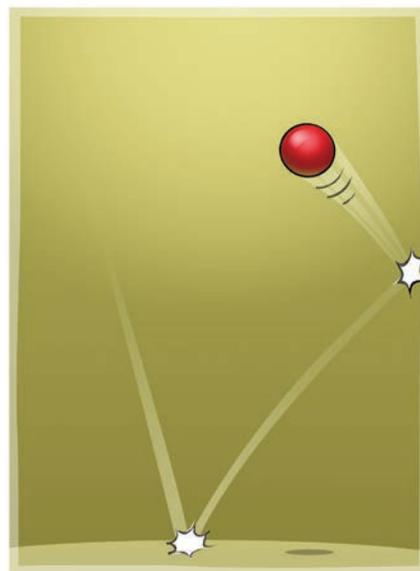


- 6 À une température donnée, de quoi dépend la vitesse de diffusion d'un gaz ? Expliquez la relation qui existe entre la vitesse et cette variable.

7 Qu'est-ce qui distingue la diffusion de l'effusion ?

8 Quels sont les deux facteurs qui influent sur la vitesse de diffusion et la vitesse d'effusion d'un gaz ?

9 Comme la balle illustrée sur cette figure, les particules de gaz perdent-elles un peu d'énergie chaque fois qu'elles frappent un obstacle ? Expliquez votre réponse.



10 Pour chacun des énoncés suivants, indiquez s'il s'agit d'un phénomène de diffusion ou d'effusion.

- a) Les pneus de voiture ont tendance à se dégonfler avec le temps. _____
- b) On dit parfois de certains vêtements qu'ils « respirent », c'est-à-dire qu'ils laissent passer la vapeur d'eau produite par le corps. _____
- c) Certains polluants peuvent parcourir de grandes distances dans l'atmosphère. _____

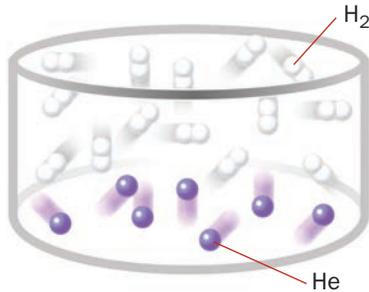
11 Expliquez pourquoi un ballon gonflé à l'hélium se dégonfle plus rapidement qu'un ballon gonflé à l'air.

- 12 Un mélange de gaz constitué de CH_4 , HBr , NO_2 , H_2S et Ar s'échappe d'un laboratoire. Classez ces substances en ordre croissant de leur vitesse de diffusion.

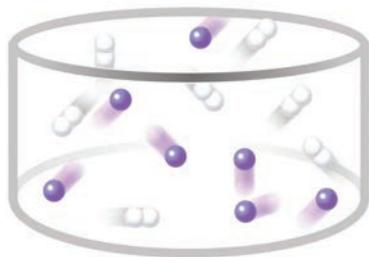
Réponse: _____

- 13 Laquelle des illustrations ci-dessous représente le mieux la diffusion de 1,0 g de H_2 et de 1,0 g de He ? Précisez pourquoi les autres illustrations ne conviennent pas.

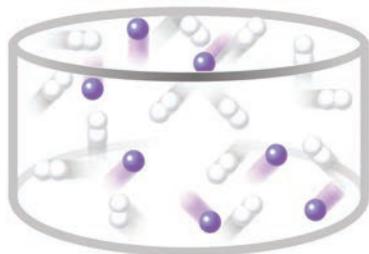
a)



b)



c)



La pression

De manière générale, la pression correspond à une force exercée perpendiculairement par unité de surface. Dans le système international d'unités (SI), son unité de mesure est le pascal (Pa). Comme 1 Pa correspond à une pression minime (voir la **FIGURE 1.19**), on utilise souvent le kilopascal (1 kPa = 1000 Pa) comme unité de pression.

FORMULE

Pression

$$P = \frac{F}{A}$$

où

P représente la pression (en Pa)

F représente la force (en N)

A représente l'aire de la surface qui subit la force (en m^2)



► **1.19** Ce biscuit exerce une pression minime de 3 Pa sur la table (soit son poids, 0,9 N, divisé par l'aire de sa surface, 0,3 m^2).

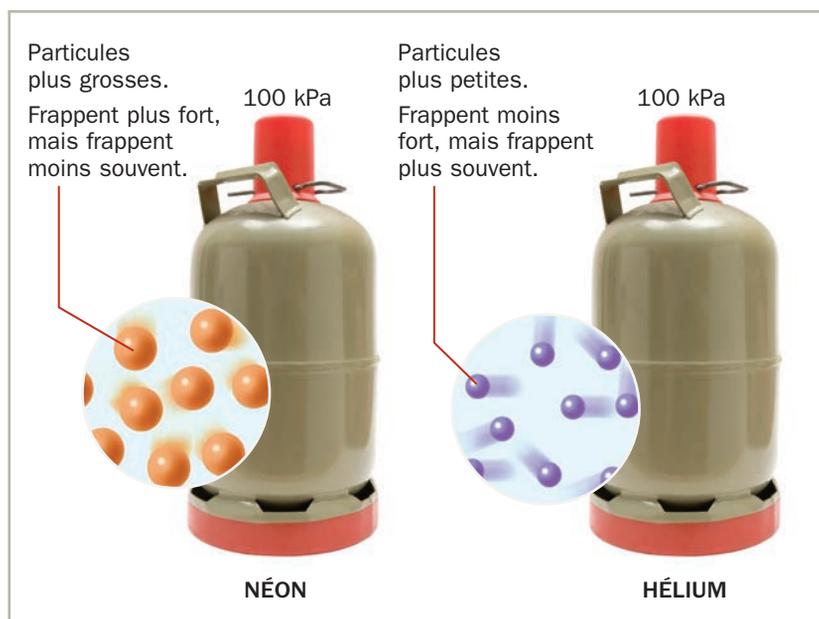
La pression exercée par un gaz

La théorie cinétique des gaz permet d'expliquer comment un gaz exerce une pression. Ainsi, chaque fois qu'une particule de gaz entre en collision avec un obstacle, elle exerce une force perpendiculairement à sa surface. Comme les particules de gaz sont petites, chacune de ces forces est petite, mais l'ensemble de toutes ces forces produit une pression relativement importante. En effet, **plus le nombre de collisions est élevé, plus la pression est élevée.**

DÉFINITION

La **pression d'un gaz** dépend de la somme des forces dues aux collisions de ses particules sur la surface des obstacles.

Un gaz léger se déplace plus rapidement qu'un gaz lourd. Ses particules ont ainsi tendance à entrer en collision plus souvent. Toutefois, les particules d'un gaz lourd exercent une plus grande force à chacune des collisions. Une particule de gaz qui a une **grande masse molaire** frappe donc **plus fort**, mais **moins souvent**, qu'une particule qui a une petite masse molaire. Comme ces deux facteurs se combinent, à **une pression et une température données, la somme des forces dues aux collisions est la même pour tous les gaz, quelle que soit leur nature.**



► **1.20** Que les particules de gaz aient une grande ou une petite masse molaire, elles exercent la même pression dans les mêmes conditions.

La pression atmosphérique

L'atmosphère est constituée d'air, un mélange de plusieurs gaz. Les particules de ces gaz entrent en collision entre elles et avec les autres obstacles. L'atmosphère exerce donc une pression, qu'on appelle la « pression atmosphérique ».

C'est en 1643 que le physicien italien Evangelista Torricelli (1608–1647) démontra l'existence de la pression atmosphérique. Pour y parvenir, il utilisa un tube d'environ un mètre de long, fermé à une extrémité, qu'il remplit de mercure. Après l'avoir renversé dans un bassin contenant ce même liquide, il observa que le mercure contenu dans le tube se vidait partiellement et se stabilisait à une certaine hauteur. De plus, cette hauteur variait en fonction de l'altitude et d'une journée à l'autre. Torricelli en conclut que la hauteur de la colonne de mercure dépendait directement de la pression atmosphérique.

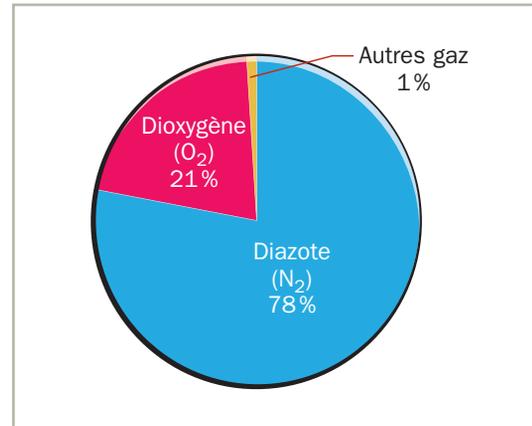
Cette expérience donna naissance au **baromètre** à mercure (voir la **FIGURE 1.22**), un instrument de mesure encore utilisé de nos jours. On exprime la pression mesurée avec ce baromètre en millimètres de mercure (mm Hg), ou parfois en torrs (torr) en l'honneur de Torricelli.

ÉTYMOLOGIE

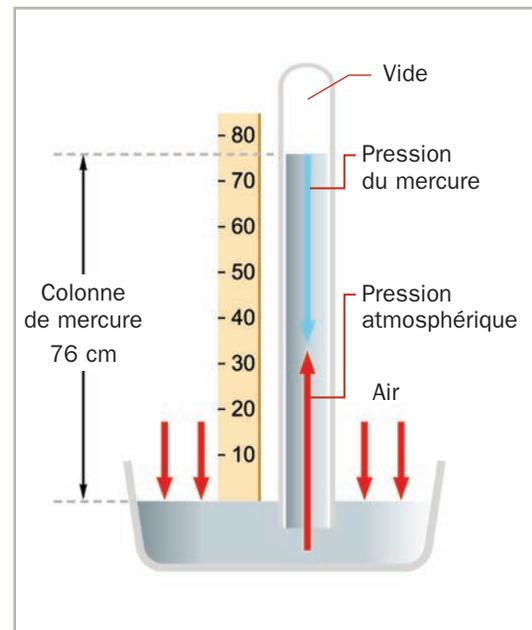
Baromètre vient des mots grecs *baros* et *metron*, qui signifient respectivement « poids, pesanteur » et « mesure ».

Il fut déterminé que **la pression atmosphérique normale au niveau de la mer** est de 760 mm Hg, ou 101,3 kPa. Cette équivalence permet de convertir des mm Hg en kPa, et vice versa. Dans le système métrique, on utilise aussi l'atmosphère normale (atm). Ainsi :

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101,3 \text{ kPa}$$



► **1.21** La proportion des gaz dans l'air.



► **1.22** Dans un baromètre, la pression exercée par le mercure, qui résulte du poids de ce liquide, est équilibrée par la pression atmosphérique, qui est due aux collisions des particules d'air sur la surface du liquide.

EXEMPLE

Si la pression d'un gaz est de 550 mm Hg, quelle est la pression de ce gaz en kPa ?

1 *Quelle est l'information recherchée ?*
? kPa → 550 mm Hg

2 *Quelle est la correspondance dont j'ai besoin ?*
101,3 kPa → 760 mm Hg

3 *J'effectue un produit croisé.*

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{550 \text{ mm Hg}}$$

4 *J'effectue les calculs.*

$$\frac{101,3 \text{ kPa} \times 550 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 73,31 \text{ kPa}$$

5 *Je vérifie ma réponse et je réponds à la question.*

La pression du gaz est de 73,3 kPa.

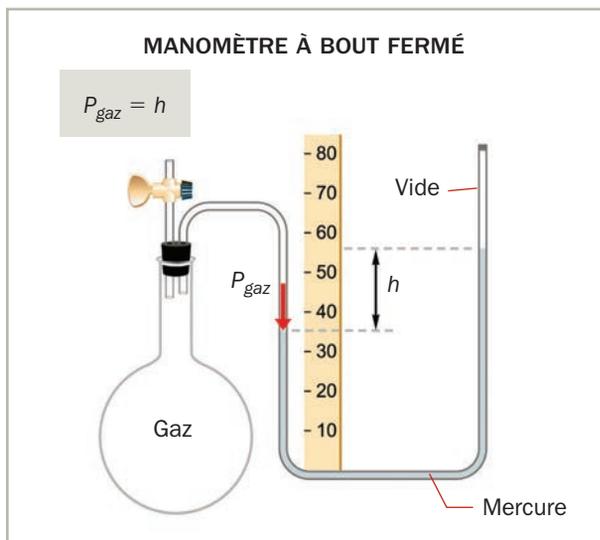
La mesure de la pression d'un gaz

Pour mesurer la pression d'un gaz enfermé dans un contenant, on utilise un manomètre ou une jauge de pression.

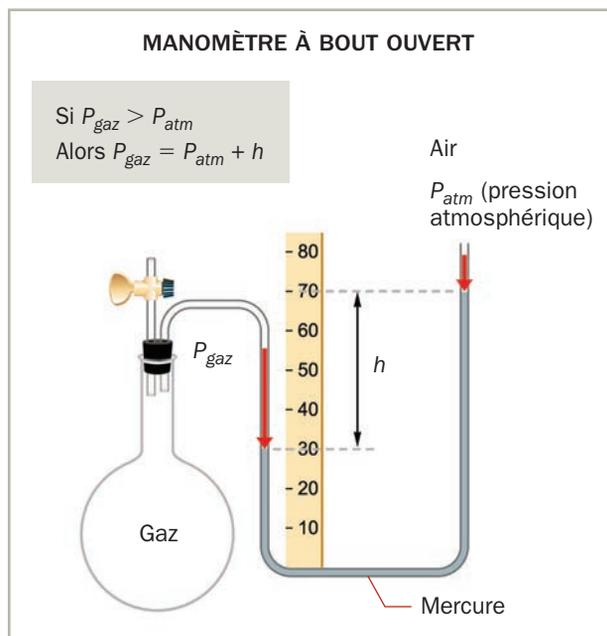
Certains manomètres sont dits « à pression absolue », c'est-à-dire que la pression mesurée correspond réellement à la pression du gaz. Le manomètre à bout fermé et certains manomètres à cadran en sont des exemples. La **FIGURE 1.23** montre comment lire la pression avec un manomètre à bout fermé.

La majorité des instruments mesurent en fait une « pression relative ». Une jauge de pression ou un manomètre à bout ouvert sont des exemples de ces instruments. Pour déterminer la pression réelle du gaz, il faut alors tenir compte de la pression atmosphérique (voir la **FIGURE 1.24** et la **FIGURE 1.25**) ou de celle d'un autre gaz. C'est un peu comme si le gaz dont on veut mesurer la pression était « en compétition » avec un autre gaz.

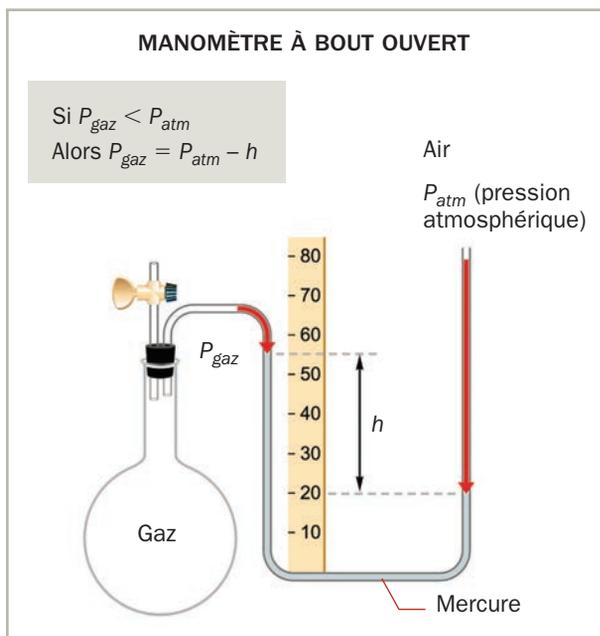
Certains manomètres à cadran indiquent des pressions négatives. Cela signifie que la pression mesurée est plus petite que la pression atmosphérique.



- **1.23** Un manomètre à bout fermé est un instrument de mesure à pression absolue. Les collisions des particules de gaz sur la surface du mercure font remonter ce liquide dans le tube. La pression du gaz est égale à la différence de hauteur entre les deux niveaux de liquide dans le tube en U.



- **1.24** Un manomètre à bout ouvert est un instrument de mesure à pression relative. L'air et le gaz exercent une force à chaque extrémité du liquide. Dans le cas illustré, puisque le niveau est plus bas du côté du gaz, la pression de ce dernier est plus grande que la pression atmosphérique. Il faut lui additionner la différence de hauteur.



- **1.25** Dans ce second cas d'utilisation du manomètre à bout ouvert, la pression du gaz est plus petite que la pression atmosphérique, puisque le niveau de mercure est plus haut du côté du gaz. Il faut soustraire la différence de hauteur de la pression atmosphérique.

Exercices

1.3 La pression

1 Selon la théorie cinétique, de quoi la pression d'un gaz dépend-elle ?

2 Dans un baromètre, si on remplaçait le mercure par de l'eau, la colonne devrait avoir une hauteur de plus de 10 m. La pression atmosphérique serait alors de plus de 10 000 mm d'eau. D'après vous, d'où vient cette différence d'avec un baromètre à mercure ?

3 Un baromètre indique une pression de 99,5 kPa. Quelle est la hauteur de la colonne de mercure ?

Réponse : _____

4 Dans un baromètre, la hauteur de la colonne de mercure est de 65,7 cm. Quelle est la valeur de la pression mesurée ?

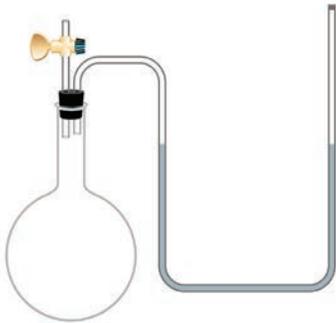
5 Un manomètre indique une pression de 3,65 atm. Quelle est la pression de ce gaz en kPa ?

Réponse : _____

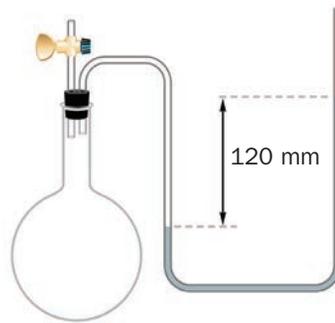
- 6 Quelle est la différence entre un instrument de mesure à pression relative et un instrument de mesure à pression absolue? Donnez un exemple de chacun de ces instruments.

- 7 Indiquez la pression mesurée par chacun des manomètres illustrés ci-dessous. On considère que la pression atmosphérique est de 750 mm Hg.

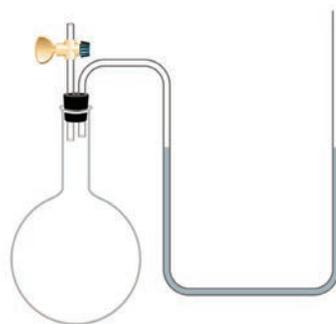
a)



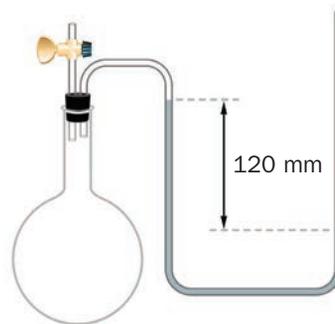
b)



c)



d)

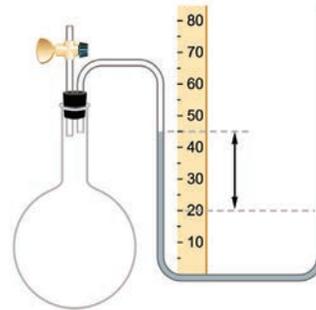
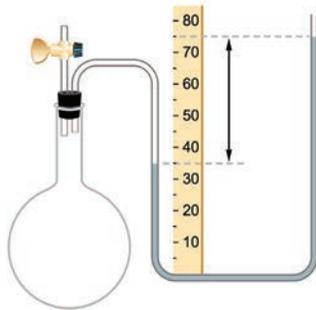


- 8 Le manomètre à pression relative de la bonbonne de votre barbecue indique une pression de 0 kPa. La bonbonne est-elle vide ?

- 9 Précisez la pression du gaz indiquée par le manomètre dans chacun des cas suivants. (La règle est graduée en centimètres.)

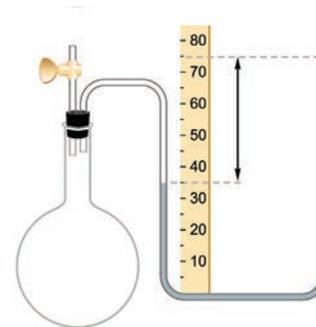
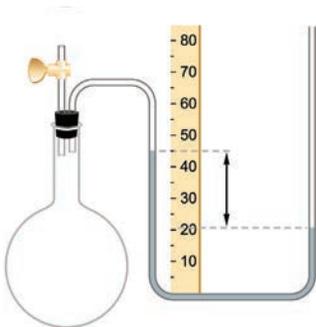
a) $P_{atm} = 750 \text{ mm Hg}$

b) $P_{atm} = 755 \text{ mm Hg}$



c) $P_{atm} = 101 \text{ kPa}$

d) $P_{atm} = 100 \text{ kPa}$

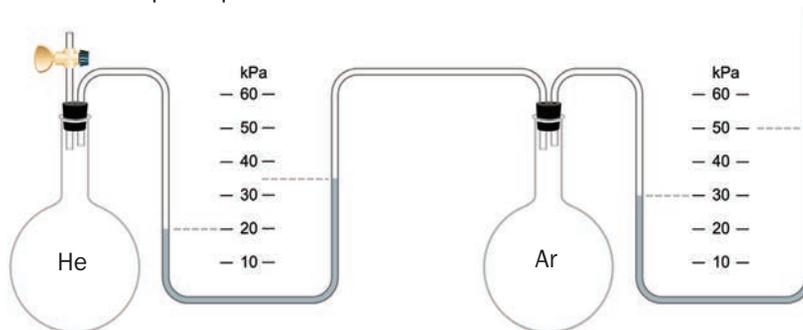


10 Une pression de 820 mm Hg est appliquée à l'une des branches d'un manomètre avec un tube en U. Quelle est la différence de hauteur de la colonne de mercure si :

a) l'autre branche est fermée ?

b) l'autre branche est soumise à une pression atmosphérique de 756 mm Hg ?

11 Quelle est la pression exercée par chacun des gaz dans le système suivant, si la pression atmosphérique est de 102 kPa ?



$$P_{\text{He}} =$$

$$P_{\text{Ar}} =$$

Résumé

Les propriétés physiques des gaz

1.1 Les gaz dans notre quotidien

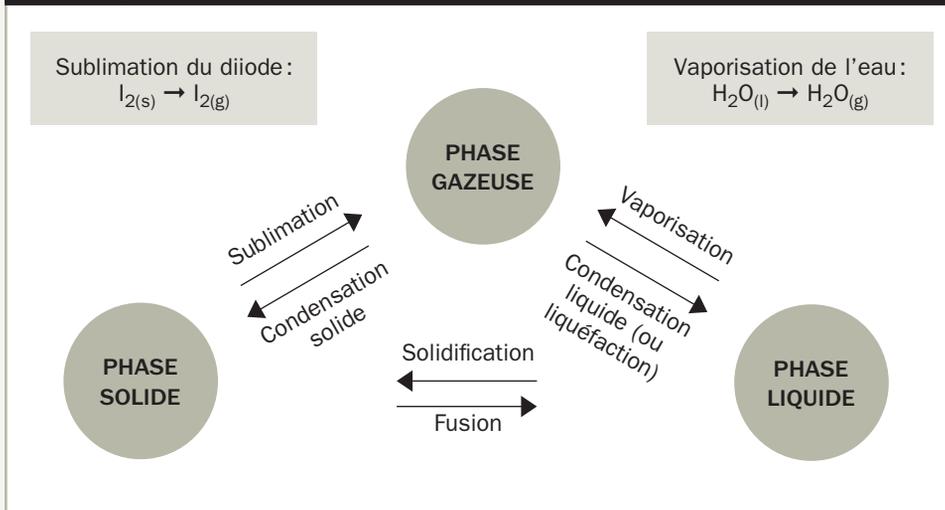
Exemples de phénomènes naturels	Exemples d'applications technologiques
La photosynthèse, la respiration cellulaire, les vents, les éruptions volcaniques, le méthane évacué par les animaux.	Les trains à vapeur, les outils à air comprimé, les systèmes de réfrigération, les montgolfières, les cuisinières au gaz naturel.

Les postulats du modèle particulaire (ou corpusculaire) de la matière

1. La matière est constituée de particules extrêmement petites (atomes, molécules ou ions).
2. Les particules de matière sont constamment en mouvement.
3. Les particules de matière peuvent être retenues ensemble par des forces d'attraction.

Les caractéristiques de la phase gazeuse	Leurs conséquences
Particules très espacées les unes des autres.	<ul style="list-style-type: none"> • Fluide compressible (volume variable). • Absence de force d'attraction entre les particules. • Masse volumique très faible.
Particules ayant une grande capacité de mouvement (vibration, rotation et translation).	<ul style="list-style-type: none"> • Prend la forme du contenant dans lequel il se trouve. • Occupe tout l'espace disponible.

Les changements de phase



Deux cas de vaporisation

Évaporation

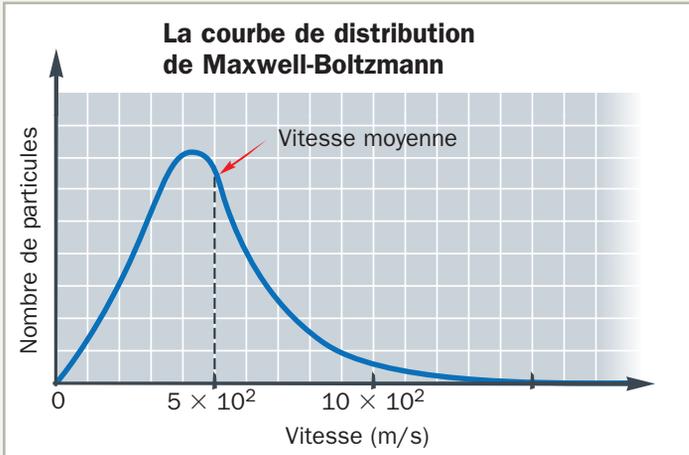
- a lieu à la surface du liquide ;
- se produit à toute température.

Ébullition

- a lieu dans tout le liquide ;
- se produit à une température donnée.

Un changement de phase est une transformation physique : la nature de la substance ne change pas.

1.2 La théorie cinétique des gaz



L'**énergie cinétique** est l'énergie que possède un corps en raison de son mouvement.

$$E_k = \frac{1}{2} mv^2$$

Malgré sa très petite masse, l'énergie cinétique d'une particule de gaz est très grande puisqu'elle se déplace très rapidement.

Les principaux points de la théorie cinétique des gaz

1. Les gaz sont constitués de particules extrêmement petites et très éloignées les unes des autres.
2. Les particules de gaz sont continuellement en mouvement. Elles se déplacent en ligne droite, de manière aléatoire, dans toutes les directions.
3. Lorsqu'une particule de gaz rencontre un obstacle, elle rebondit sans perdre d'énergie. On parle alors d'une « collision élastique ».
4. L'énergie cinétique moyenne des particules de gaz dépend de leur température.

La **compressibilité** et l'**expansion** : propriétés physiques des gaz associées à leur capacité de changer facilement de volume.

La **diffusion** et l'**effusion** : phénomènes associés au mouvement des gaz.

Soit deux gaz à la même température :

- si $M_1 > M_2$
- alors $v_1 < v_2$
- puisque $E_{k1} = E_{k2}$

1.3 La pression



La **pression d'un gaz** dépend de la somme des forces dues aux collisions de ses particules avec la surface des obstacles.

La nature du gaz n'influe pas sur la pression. Une particule lourde frappe plus fort, mais moins souvent, qu'une particule légère.

Mesure de la pression atmosphérique

Baromètre

Mesure de la pression d'un gaz dans un contenant

Manomètre, jauge de pression

Pression atmosphérique normale au niveau de la mer :

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 101,3 \text{ kPa}$$

Avec un **manomètre à pression absolue**, on mesure directement la pression du gaz.

Avec un **manomètre à pression relative**, il faut tenir compte de la pression atmosphérique ou de celle d'un autre gaz.

Exercices

Synthèse du chapitre 1

1 Indiquez la phase sous laquelle la substance décrite par chacun des énoncés suivants se présenterait le plus vraisemblablement aux conditions ambiantes, soit 25 °C et 101,3 kPa. Expliquez votre réponse.

a) Une substance ayant un point d'ébullition de 290 °C et un point de fusion de 18 °C.

b) Une substance ayant une masse volumique de 0,001 25 g/ml.

2 Quelle phase possède le moins d'énergie cinétique ? Expliquez votre réponse.

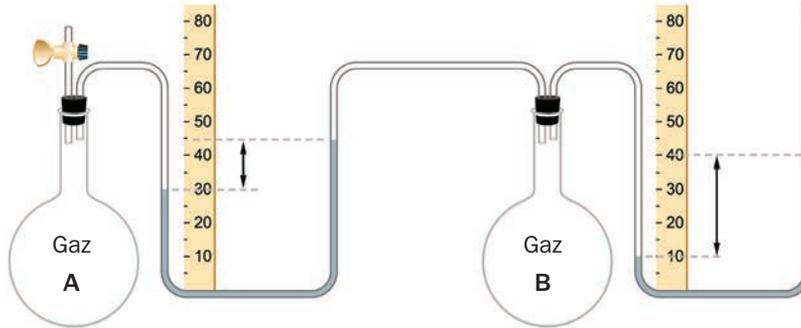
3 À l'aide de la théorie cinétique, expliquez pourquoi un gaz finit par se liquéfier lorsqu'on le refroidit.

4 Classez les gaz suivants en ordre croissant de leur vitesse d'effusion : CO₂, Kr, Ne, C₂H₆, HCl. Indiquez les données sur lesquelles vous vous basez pour répondre à cette question.

- 5 Pourquoi la pression atmosphérique diminue-t-elle lorsqu'on s'éloigne de la surface de la Terre ?

- 6 Indiquez la pression de chacun des gaz contenus dans les systèmes suivants, si la pression atmosphérique est de 765 mm Hg. (La règle est graduée en centimètres.)

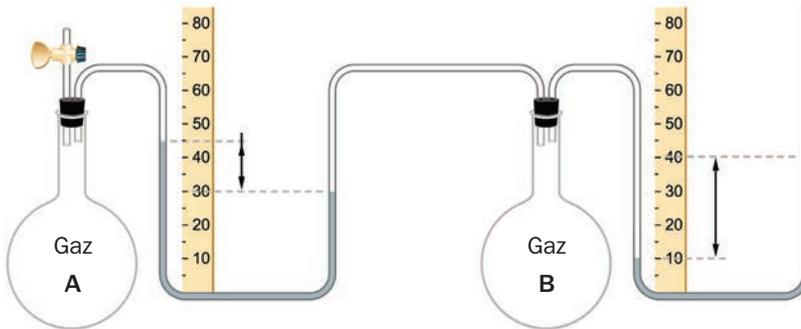
a)



$$P_{\text{gaz A}} =$$

$$P_{\text{gaz B}} =$$

b)



$$P_{\text{gaz A}} =$$

$$P_{\text{gaz B}} =$$

7 Indiquez la pression mesurée sur chacun de ces manomètres. (La pression atmosphérique est de 98 kPa, soit 0,98 bar.)

a) Manomètre à pression absolue.



b) Manomètre à pression relative.



8 Vincent veut déloger une famille de mouffettes qui s'est établie sous son chalet. Il y place une dizaine de boules antimites, c'est-à-dire du para-dichlorobenzène ($C_6H_4Cl_2$). Il espère que l'odeur désagréable dégagée lors de la sublimation du para-dichlorobenzène fera fuir les indésirables. Parmi les énoncés ci-dessous, lequel caractérise le mieux le mouvement moléculaire du para-dichlorobenzène avant et après la sublimation ? Encerclez la bonne réponse.

- a) Au départ, à cause des nombreux liens physiques, les molécules du para-dichlorobenzène sont inertes. Sous l'influence de la température ambiante, elles gagnent de l'énergie et passent en phase gazeuse, s'animant de mouvements de vibration, de rotation et de translation.
- b) Au départ, à cause des nombreux liens physiques, les molécules du para-dichlorobenzène ne peuvent que vibrer. Sous l'influence de la température ambiante, elles gagnent de l'énergie et passent en phase liquide, s'animant principalement de mouvements de vibration et de rotation.
- c) Au départ, à cause des nombreux liens physiques, les molécules du para-dichlorobenzène ne peuvent que vibrer. Sous l'influence de la température ambiante, elles gagnent de l'énergie et passent en phase gazeuse, s'animant de mouvements de vibration, de rotation et de translation.
- d) Au départ, à cause des nombreux liens physiques, les molécules du para-dichlorobenzène ne peuvent que vibrer. Sous l'influence de la température ambiante, elles gagnent de l'énergie et passent en phase gazeuse, s'animant de mouvements de translation seulement.

9 La colonne de mercure d'un baromètre a une hauteur de 68,6 cm. Cette pression a-t-elle été mesurée en basse altitude ou en haute altitude ? Expliquez votre réponse.

© ERPI Reproduction interdite

- 10** Dans un contenant de 2 L, du dihydrogène exerce une pression de 100 kPa. Dans un contenant identique et à la même température, de l'hélium exerce lui aussi une pression de 100 kPa.

Dans chacun des cas suivants, précisez si l'énoncé est vrai ou faux et expliquez pourquoi.

- a) Les particules d'hélium possèdent plus d'énergie cinétique que les particules de dihydrogène.

- b) Les particules de dihydrogène frappent les parois de leur contenant plus souvent que les particules d'hélium.

- c) Les particules de dihydrogène frappent les parois de leur contenant avec la même force que les particules d'hélium.

- d) Les particules de dihydrogène voyagent en moyenne à la même vitesse que les particules d'hélium.

- 11** En augmentant la température d'un gaz, on constate que la vitesse moyenne de ses particules double. Dans ces circonstances, qu'arrive-t-il à l'énergie cinétique moyenne des particules? Expliquez votre réponse.

Défis du chapitre 1

- 1** Pour soulever des objets lourds, ou encore pour amortir un choc, on peut utiliser des vérins pneumatiques. Ces dispositifs fonctionnent à l'aide d'air comprimé, contenu dans un réservoir cylindrique muni d'un piston.

Le diamètre du piston d'un vérin est de 10 cm, ce qui lui procure une surface d'application d'environ $0,0080 \text{ m}^2$. Si la pression de l'air est de 600 kPa dans le vérin, quelle est la force que peut générer ce dernier ?

Réponse: _____

- 2** Soit quatre ballons identiques, remplis de gaz différents, dans les conditions suivantes :

Ballon A: du néon à $25 \text{ }^\circ\text{C}$ et à 100 kPa

Ballon B: de l'argon à $25 \text{ }^\circ\text{C}$ et à 100 kPa

Ballon C: de l'argon à $100 \text{ }^\circ\text{C}$ et à 200 kPa

Ballon D: de l'argon à $100 \text{ }^\circ\text{C}$ et à 150 kPa

- a) Dans quel(s) ballon(s) l'énergie cinétique moyenne des particules de gaz est-elle la plus élevée ? Expliquez votre réponse.

- b) Dans quel(s) ballon(s) la vitesse moyenne des particules de gaz est-elle la moins élevée ? Expliquez votre réponse.

- c) Dans quel(s) ballon(s) y a-t-il le plus de collisions entre les particules de gaz et les parois du contenant ? Expliquez votre réponse.

- 3 Lorsqu'on veut mesurer de très petites pressions, on peut remplacer le mercure dans le tube en U d'un manomètre par un liquide qui possède une masse volumique plus petite. Quel est l'avantage de procéder ainsi ?

- 4 Le chimiste Thomas Graham a établi, en 1833, une formule mathématique qui permet de relier la vitesse d'effusion de deux gaz et leur masse molaire à une température donnée. Parmi les formules suivantes, laquelle représente cette relation ? Justifiez votre réponse à l'aide de la formule de l'énergie cinétique.

a) $\frac{v_1}{v_2} = \frac{M_1}{M_2}$ b) $\frac{v_1}{v_2} = \frac{M_2}{M_1}$ c) $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$ d) $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_1}{M_2}}$

où v_1 représente la vitesse d'effusion du premier gaz
 v_2 représente la vitesse d'effusion du deuxième gaz
 M_1 représente la masse molaire du premier gaz
 M_2 représente la masse molaire du deuxième gaz

Réponse : _____

- 5 D'après la formule obtenue à la question précédente, de combien de fois le dihydrogène est-il plus rapide que le dioxygène ?

Réponse : _____