

1.1

La combinaison d'un astronaute est spécialement conçue pour affronter les conditions extrêmes de l'espace.

Les propriétés physiques des gaz

Dans l'espace interstellaire, les gaz se font rares.

Pour survivre au cours d'une sortie extravéhiculaire, un astronaute a donc besoin d'un approvisionnement constant en dioxygène, et ce, à une pression déterminée. Comment les scientifiques sont-ils parvenus à concevoir une combinaison spatiale pouvant répondre à ce besoin ? Que sait-on des propriétés physiques des gaz ?

Dans ce chapitre, nous verrons d'abord la place qu'occupent les gaz dans notre quotidien. Nous examinerons en particulier comment la phase gazeuse de la matière se distingue des phases solide et liquide. Puis, nous étudierons une théorie qui nous permettra de mieux comprendre le comportement et les propriétés physiques des gaz. Enfin, nous approfondirons l'étude de la pression exercée par les gaz et la façon de la mesurer.

1.1 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 1.2** présente quelques-uns de ces phénomènes et applications.

ÉTYMOLOGIE

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

CONCEPTS DÉJÀ VUS

- Élément
- Tableau périodique
- Photosynthèse et respiration animale
- Vents
- Masse d'air

1.2 QUELQUES PHÉNOMÈNES NATURELS ET APPLICATIONS TECHNOLOGIQUES DANS LESQUELS LES GAZ JOUENT UN RÔLE

Phénomènes naturels

L'air que nous respirons est principalement constitué de diazote (N_2) et de dioxygène (O_2).

Notre corps a besoin de dioxygène pour assurer les fonctions cellulaires qui nous maintiennent en vie.

Les végétaux absorbent du dioxyde de carbone (CO_2) et rejettent du dioxygène lors de la photosynthèse.

Les vents, qui régulent le climat de chaque région, sont des déplacements de masses d'air.

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).

Les animaux, notamment les ruminants, évacuent du méthane (CH_4), un gaz responsable de l'effet de serre.



1.3

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

Applications technologiques

L'énergie mécanique provenant de la vapeur d'eau a donné naissance à l'industrialisation.

L'usage du diazote est très répandu pour fabriquer des engrais et des produits de nettoyage.

Le dioxygène est largement utilisé dans les hôpitaux et dans la fabrication de l'acier.

Les gaz comprimés permettent le fonctionnement des bombes aérosol et des outils à air comprimé.

Des gaz réfrigérants servent dans les systèmes de réfrigération et de climatisation.

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.

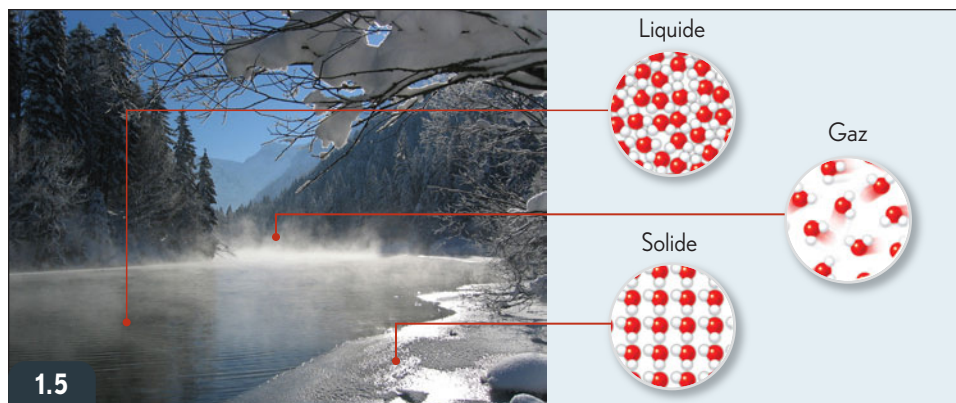


1.4

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

Les phases de la matière

Comme le montre la **FIGURE 1.5**, la matière peut se présenter sous différentes phases, ou états.



L'eau de cette rivière est à la fois solide et liquide, tandis que la brume révèle la présence d'eau gazeuse dans l'air. En effet, la brume est de l'eau en phase gazeuse qui s'est transformée en fines gouttelettes 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 corpusculaire (ou particulaire) de la matière. Ce modèle repose principalement sur les postulats suivants :

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

En ce qui concerne le mouvement des particules de matière (*voir le 2^e postulat*), il 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 ».

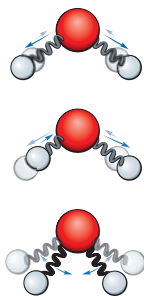
Depuis cette découverte de Robert Brown, les connaissances sur le mouvement des particules ont évolué. Aujourd'hui, on distingue trois types de mouvement au niveau moléculaire ou atomique : le mouvement de vibration, le mouvement de rotation et le mouvement de translation. Ces mouvements sont illustrés à la **FIGURE 1.6** (à la page suivante).

- Dans les solides, seul le mouvement de vibration est possible. En effet, les importantes forces d'attraction qui relient les particules (*voir le 3^e postulat du modèle particulaire*) les empêchent de bouger librement.
- Dans les liquides, les particules ont plus de liberté de mouvement. En plus de vibrer, elles ont la capacité de tourner sur elles-mêmes. Les particules peuvent ainsi glisser les unes sur les autres et épouser la forme du contenant dans lequel elles se trouvent. Les particules de liquide sont capables d'effectuer un peu de translation, mais ce mouvement est négligeable par rapport aux deux autres.
- Dans les gaz, les trois mouvements sont possibles, mais la translation est de loin le plus important.

CONCEPTS DÉJÀ VUS

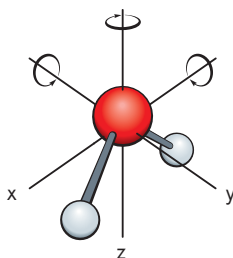
- États de la matière
- Modèle particulaire
- Atome
- Molécule
- Fluide compressible et incompressible

VIBRATION



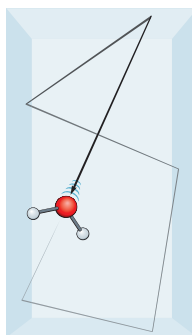
Le mouvement de vibration est une oscillation à partir d'un point fixe.

ROTATION



Lors d'un mouvement de rotation, la particule tourne sur elle-même selon un axe.

TRANSLATION



Le mouvement de translation est un déplacement en ligne droite d'un point à un autre.

1.6

Les trois types de mouvement des particules.



Le **TABLEAU 1.7** résume les caractéristiques des trois phases de la matière.

1.7 LES CARACTÉRISTIQUES DES TROIS PRINCIPALES PHASES DE LA MATIÈRE

Phase solide	Phase liquide	Phase gazeuse
Les particules d'un solide sont très près les unes des autres et disposées de façon très ordonnée.	Les particules d'un liquide sont très près les unes des autres, mais elles sont disposées de façon désordonnée.	Les particules d'un gaz sont très distantes les unes des autres.
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.
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.
Un solide a une forme et un volume définis.	Un liquide n'a pas de forme définie. Il prend la forme de son contenant. Le volume d'un liquide est à peu près constant. C'est un fluide incompressible.	Un gaz n'a ni forme ni volume définis. Il occupe tout l'espace disponible. C'est un fluide compressible.
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

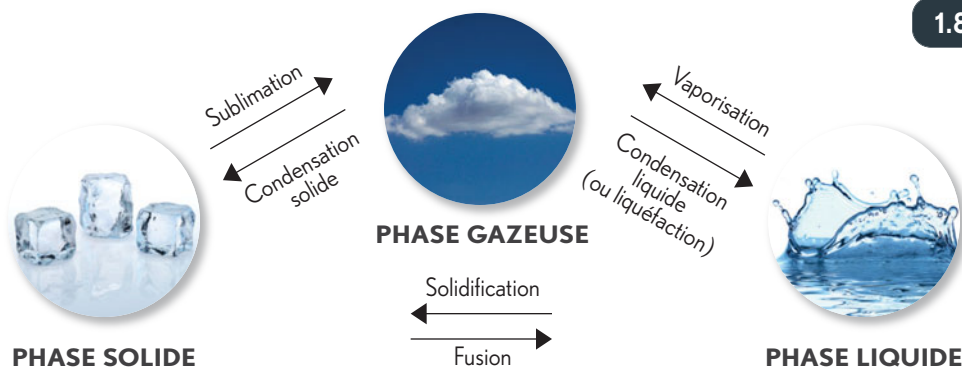
Il existe une quatrième phase de la matière, le plasma, que l'on trouve surtout dans les étoiles, l'espace interstellaire et l'ionosphère, une couche de l'atmosphère terrestre. On peut également produire du plasma en chauffant un gaz ou en le soumettant à un champ électrique de forte intensité. Lorsque le gaz a accumulé suffisamment d'énergie, ses électrons des dernières couches électroniques parviennent à se détacher des atomes. 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. Certaines applications, comme les écrans à plasma ou les tubes fluorescents, fonctionnent grâce à l'ionisation des gaz.

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, ou elle peut être produite par sublimation ou par vaporisation.

CONCEPTS DÉJÀ VUS

- Transformations physiques
- Propriétés caractéristiques physiques



1.8

Les changements de phase.

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

Lors d'une évaporation, seules les particules qui se trouvent à la surface du liquide parviennent à vaincre les forces d'attraction et à se détacher des autres particules de liquide pour devenir gazeuses. C'est ce qui se produit lorsqu'une flaque d'eau s'évapore. Ce changement s'effectue à n'importe quelle température. Toutefois, la facilité avec laquelle un liquide s'évapore dépend de sa nature. Par exemple, l'alcool s'évapore facilement, plus que ne le fait l'eau. On dit d'une substance comme l'alcool qu'elle est volatile. Les substances odorantes sont toutes volatiles.



1.9

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

L'ÉBULLITION

L'ébullition se produit à des conditions très précises de température et de pression, qui dépendent de la nature de la substance. 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 obtenu s'échappe dans l'air. C'est à ce moment que le liquide bout, à température constante.



1.10

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

Lorsqu'un gaz se forme par la vaporisation ou la sublimation d'une substance normalement liquide ou solide à la température ambiante, il s'agit de vapeur. Ainsi, l'eau en phase gazeuse de l'atmosphère 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.

Dans le langage courant, on parle souvent de «vaporisation» à l'aide de bombes aérosols. En fait, un aérosol est un mélange constitué de fines particules de solide ou de liquide en suspension dans un gaz. Lorsqu'on appuie sur le bouton d'une bombe aérosol, on déclenche l'ouverture d'une valve qui propulse le solide ou le liquide à l'extérieur, sous forme de fines gouttelettes, grâce à un gaz sous pression. Il ne s'agit donc pas d'un changement de la phase liquide à la phase gazeuse.

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.



ARTICLE TIRÉ D'INTERNET

La pollution d'ambiance

Incommodés par les mauvaises odeurs, les Nord-Américains recourent par millions aux «purificateurs d'air». Armés de bombes à air comprimé, ils vaporisent poubelles, tapis ou canapés.

«C'est un grand paradoxe», souligne Linda Greer, directrice du programme de santé publique au Natural Resources Defence Council (NRDC), une organisation américaine engagée dans la protection de l'environnement. «Les fabricants nous promettent un air frais et pur, mais en réalité, lorsqu'on vaporise leurs produits, on répand une nuée de produits chimiques dans nos maisons.»

L'équipe de Linda Greer a sélectionné 14 désodorisants au hasard. Dans 12 d'entre eux, elle a trouvé des phtalates, une famille de composés chimiques couramment utilisés pour assouplir les plastiques... ou pour véhiculer des fragrances. «Lorsqu'ils se retrouvent dans l'air, les phtalates peuvent être inhalés par les voies respiratoires, explique la toxicologue. Si des gouttelettes se déposent sur la peau, les molécules peuvent la traverser et rejoindre le système sanguin.» Des études antérieures, réalisées avec des animaux de laboratoire, ont montré une association entre certains phtalates et des cancers ou des problèmes de fertilité.

Les fabricants ont vivement réagi à l'étude du NRDC. Les études pour déterminer quels produits sont réellement dangereux se poursuivent.

Adapté de: Protégez-vous, *Parfums d'ambiance: nocifs ?* [en ligne]. (Consulté le 27 octobre 2008.)



Plusieurs désodorisants qu'on vaporise dans nos maisons contiendraient des substances nocives.

Exercices

1.1 Les gaz dans notre quotidien

1. Indiquez deux applications technologiques des gaz. Expliquez brièvement le rôle des gaz dans ces applications.

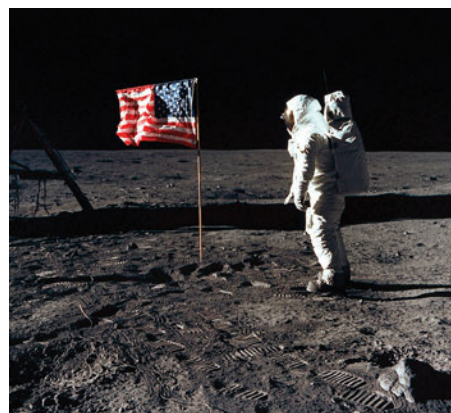
Réponses variables.

2. Donnez deux exemples de phénomènes naturels dans lesquels les gaz jouent un rôle important. Expliquez brièvement ce rôle.

Réponses variables.

3. Ce drapeau a été préalablement fixé de façon qu'il semble flotter au vent. Expliquez pourquoi il n'y a pas de vent sur la Lune.

Sur la Lune, il n'y a pas d'atmosphère. Il n'y a donc pas de gaz pour engendrer les vents.



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

a) Phase ayant une forme indéfinie et un volume presque constant.

La phase liquide.

b) Phase dont la structure intermoléculaire est très ordonnée.

La phase solide.

c) Phase formée de particules n'ayant pas d'interaction entre elles.

La phase gazeuse.

5. La masse volumique d'un gaz est-elle constante ? Expliquez votre réponse.
Non. La masse volumique d'un gaz n'est pas constante, puisque les gaz ont un volume variable.
Comme la masse volumique s'obtient en divisant la masse par le volume, le résultat dépend de la valeur du volume au moment où l'on effectue ce calcul.
6. Quelles sont les ressemblances et les différences entre les liquides et les gaz en ce qui concerne leur façon d'occuper un contenant ? *Réponses variables. Exemples.*

Ressemblances	Différences
<i>Les liquides et les gaz ont besoin d'un contenant pour les retenir, parce qu'ils n'ont pas de forme définie.</i>	<i>Les gaz ont un volume variable. Ils occupent tout l'espace disponible. Les liquides ont un volume défini.</i>
<i>Les liquides et les gaz prennent la forme du contenant.</i>	<i>Les gaz se répartissent uniformément dans le contenant. Les liquides demeurent dans le fond du contenant.</i>

7. Nommez chacun des changements suivants :
- a) $N_{2(g)} \rightarrow N_{2(l)}$ *La condensation liquide du diazote.*
- b) $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 H_2O_{(l)}$ *La synthèse de l'eau.*
- c) $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$ *La fusion de l'eau.*
- d) $CO_{2(s)} \rightarrow CO_{2(g)}$ *La sublimation du dioxyde de carbone.*
8. Écrivez l'équation qui représente l'évaporation du méthanol (CH_3OH).
 $CH_3OH_{(l)} \rightarrow CH_3OH_{(g)}$
9. Qu'est-ce qui distingue l'évaporation de l'ébullition ?
L'évaporation se fait à n'importe quelle température et à la surface du liquide. L'ébullition se fait à une température donnée et à l'intérieur du liquide.
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.
Non. Ce gaz n'est pas de la vapeur, puisque le dioxyde de carbone est normalement gazeux aux conditions ambiantes.



Consulter le **Compagnon Web** pour d'autres exercices en lien avec la **section 1.1**.

1.2 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'origine du mot «cinétique» l'indique, 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».

LABO
1. LA VITESSE DE DIFFUSION DES GAZ



- CONCEPTS DÉJÀ VUS**
- Formes d'énergie
 - Relation entre l'énergie cinétique, la masse et la vitesse
 - Masse
 - Volume
 - Température

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. De même, l'énergie cinétique d'une particule augmente en fonction de sa masse. Voici la formule mathématique qui relie l'énergie cinétique, la masse et la vitesse :

Énergie cinétique d'une particule

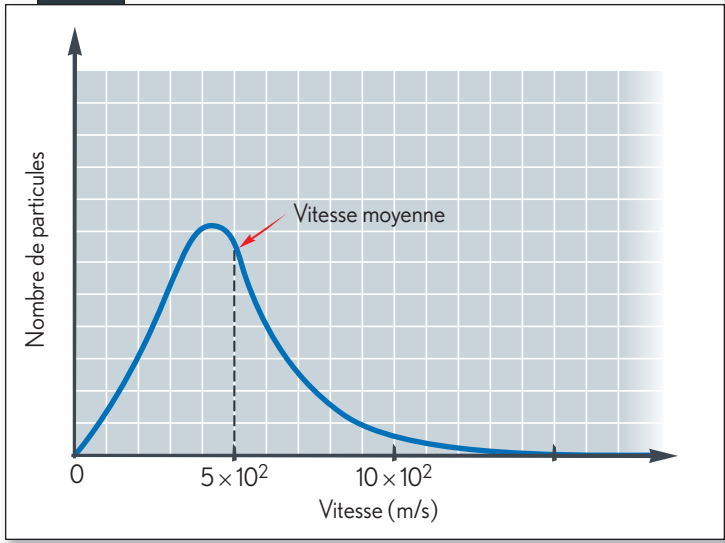
$$E_k = \frac{1}{2} mv^2$$

où E_k représente l'énergie cinétique de la particule (en J)
 m représente la masse de la particule (en kg)
 v représente la vitesse de la particule (en m/s)

Une particule de gaz possède une masse très petite, mais elle se déplace très rapidement. Par exemple, aux conditions ambiantes, une molécule de dioxygène peut atteindre une vitesse d'environ 333 m/s, soit 1200 km/h. Son énergie cinétique est donc très grande.

Il est impossible de prédire 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. Ludwig Boltzmann (1844-1906) réussit 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 Boltzmann». La **FIGURE 1.11** en présente un exemple. Comme le montre le haut de la courbe de ce graphique, il y a une plus grande proportion de particules qui possèdent une vitesse près de la vitesse moyenne.

1.11 LE NOMBRE DE PARTICULES DE GAZ EN FONCTION DE LEUR VITESSE



© ERPI Reproduction interdite

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. Le volume de la particule est négligeable par rapport au volume total. En fait, une substance en phase gazeuse est essentiellement constituée de vide. 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 correspondraient approximativement à des véhicules tout-terrain qui se tiendraient à 1 kilomètre l'un de l'autre.

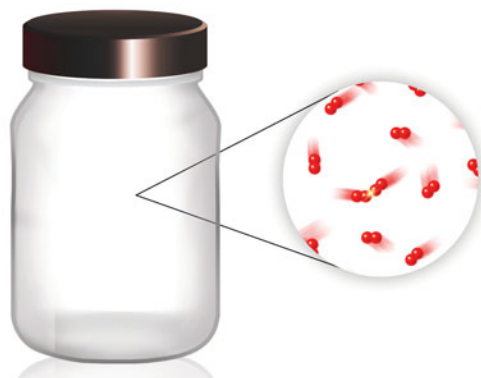
2. Les particules de gaz sont continuellement en mouvement. Elles se déplacent en ligne droite, de manière aléatoire, dans toutes les directions.

À cause 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. Elles ne « tombent » pas et ne s'entassent pas les unes sur les autres.

À l'échelle atomique, les particules de gaz ne semblent pas être influencées par la force gravitationnelle. Elles occupent tout l'espace du contenant dans lequel elles se trouvent et s'y répartissent uniformément. Toutefois, dans l'ensemble de l'atmosphère, 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

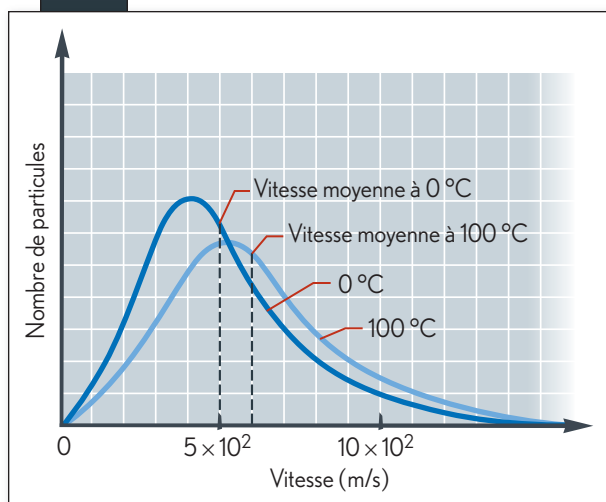
Les particules d'un gaz sont constamment animées d'un mouvement rectiligne aléatoire. Chaque particule subit des collisions élastiques avec les autres particules et avec les parois du contenant.

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 le graphique de 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 théorie cinétique des gaz permet de mieux comprendre certaines des propriétés physiques des gaz, comme la diffusion et l'effusion, de même que leur comportement, comme la pression qu'ils exercent. C'est ce que nous verrons dans les pages suivantes.

La diffusion et l'effusion

Selon le principe de Pascal, un gaz se déplace naturellement d'un milieu où la pression est plus élevée vers un milieu où la pression est plus faible. Cependant, même à pression constante, les gaz peuvent facilement se répandre et se mélanger entre eux.

Qui n'a pas senti l'arôme agréable d'un parfum qui envahit une pièce ou encore une odeur nauséabonde qui donne envie de se précipiter vers une source d'air frais ? Mais après un certain temps, toutes ces odeurs finissent par disparaître. Ce phénomène provient 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». Toutefois, la diffusion n'est possible que s'il y a mouvement des particules qui constituent la matière.

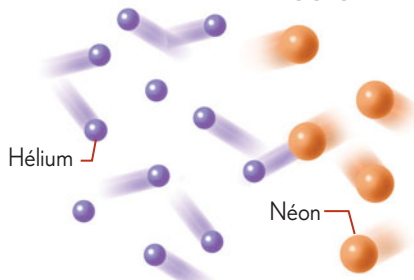
DÉFINITION

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.

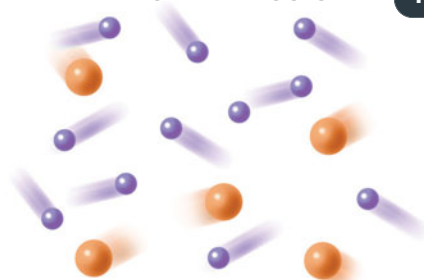
CONCEPTS DÉJÀ VUS

- Notion de mole
- Masse atomique relative

AVANT LA DIFFUSION



APRÈS LA DIFFUSION



1.15

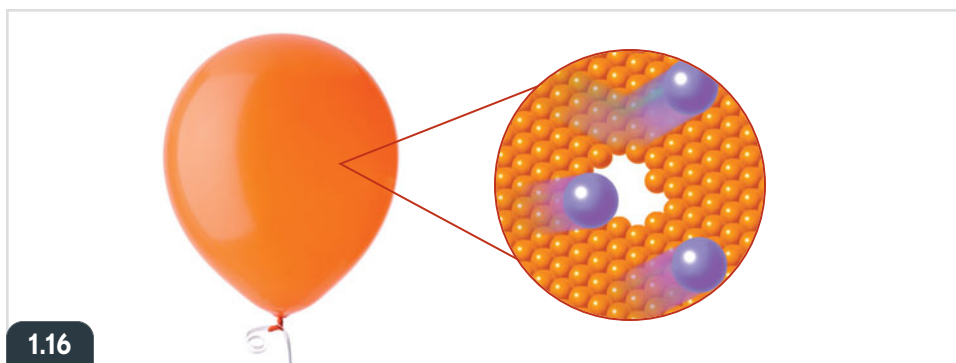
Les deux gaz diffusent l'un vers l'autre.

À cause de l'importance du mouvement de translation des particules de gaz, la diffusion gazeuse est beaucoup plus rapide que celle des autres phases de la matière. Ainsi, comme le montre la **FIGURE 1.15** (à la page précédente), 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 être transportés sur de longues distances.

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 plutôt d'effusion.

DÉFINITION

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



1.16

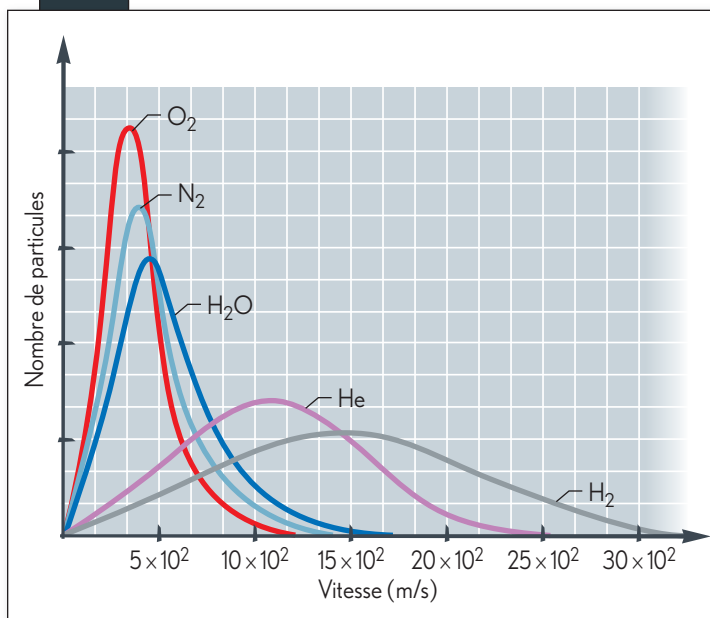
La paroi d'un ballon est constituée d'une multitude de petits trous qui permettent aux gaz de s'échapper.

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 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 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 le graphique de la **FIGURE 1.17**. 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.

1.17

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 ou des molécules ?

L'énergie cinétique.

2. Deux bouteilles de gaz identiques contiennent le même nombre de molécules aux conditions ambiantes de température et de pression. 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.

Faux. L'énergie cinétique d'un gaz dépend uniquement de la température, et les deux gaz sont à la même température. La nature des gaz n'y est pour rien.

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

Vrai. C'est le volume du contenant qui détermine l'espace occupé par le gaz. Le volume d'une particule de gaz est négligeable par rapport à l'espace qu'elle occupe.

- c) Toutes les particules d'un gaz se déplacent à la même vitesse.

Faux. Leur vitesse moyenne est constante, mais la vitesse de chacune d'elles varie en fonction de la courbe de distribution de Boltzmann.

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

Vrai. Les particules de diazote sont plus légères que celles de dioxyde de carbone, donc elles se déplacent plus rapidement.

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

Faux. Puisque les molécules de dioxyde de carbone sont plus lourdes que celles de diazote et que les deux bouteilles contiennent le même nombre de molécules, la masse du dioxyde de carbone est plus grande que celle du diazote.

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

Comme les particules de gaz perdraient de l'énergie à chaque collision, elles se déplaceraient de moins en moins vite, elles finiraient par s'arrêter et par se trouver très près les unes des autres. Le gaz deviendrait alors liquide.

4. Quelle est la propriété qui permet aux gaz :

a) d'être comprimés dans une bouteille ?

Le grand espace entre les particules de gaz.

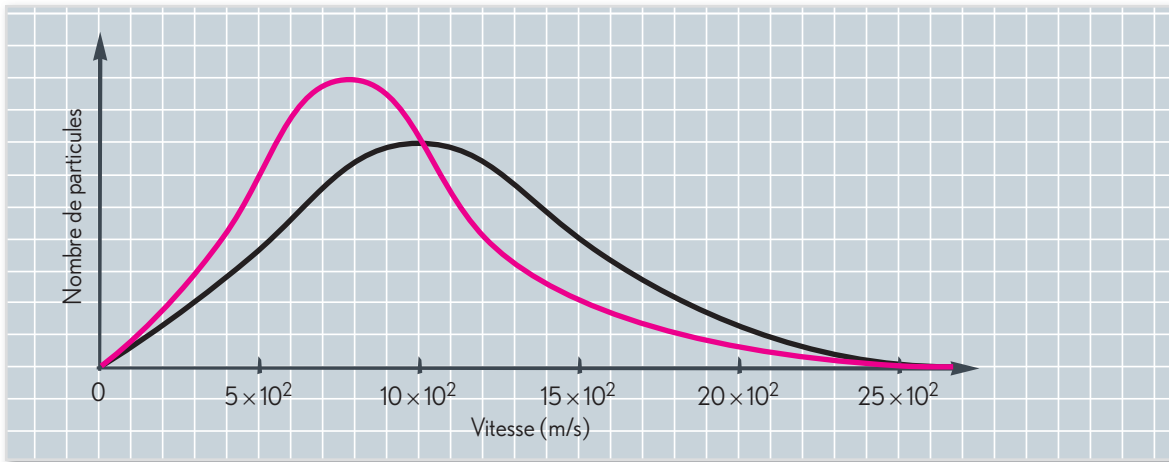
b) de se répandre à l'intérieur d'une pièce ?

L'importance du mouvement de translation des particules de gaz.

c) d'être invisibles ?

Le grand espace entre les particules de gaz.

5. Tracez la courbe de distribution de 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 ?

La vitesse de diffusion dépend de la masse molaire du gaz.

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

La diffusion, c'est l'action de deux gaz qui se mélangent grâce au mouvement de leurs particules, tandis que l'effusion est l'action d'un gaz qui s'échappe d'un petit trou d'une paroi.

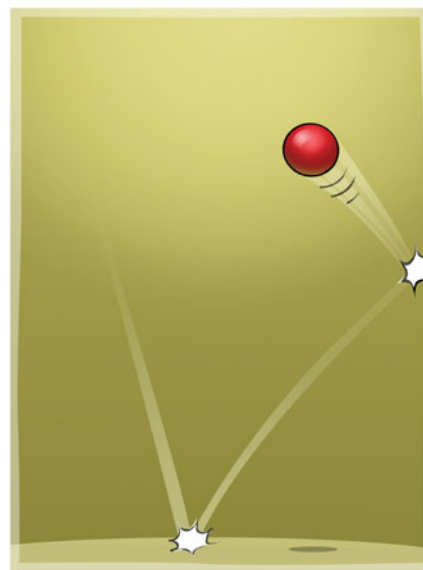
8. Qu'ont en commun la vitesse de diffusion et la vitesse d'effusion d'un gaz ?

Ces deux vitesses dépendent de la température et de la masse molaire du 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 ?

Non. L'énergie cinétique moyenne des particules de l'ensemble d'un gaz demeure constante.

Leurs collisions, dites « élastiques », n'occasionnent aucune perte d'énergie.



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. *L'effusion.*

b) Certaines bombes aérosol projettent des gaz à effet de serre. *L'effusion.*

c) Les CFC, qu'on utilise notamment comme gaz réfrigérants, finissent par atteindre la couche d'ozone lorsqu'ils s'échappent dans l'atmosphère. *La diffusion.*

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

La masse molaire de l'hélium, qui est de 4 g/mol, est très petite comparativement à celles des principaux gaz qui constituent l'air, soit le diazote (28 g/mol) et le dioxygène (32 g/mol). L'effusion de l'hélium s'effectue donc plus rapidement que celle de l'air.

12. Un mélange de gaz constitué de CH_4 , HBr , NO_2 , H_2S et Ar s'échappe d'un laboratoire. Indiquez l'ordre dans lequel ces gaz pourront se dissiper. Expliquez votre réponse.

Les masses molaires de ces substances sont :

CH_4 : 16,05 g/mol

H_2S : 34,09 g/mol

HBr : 80,91 g/mol

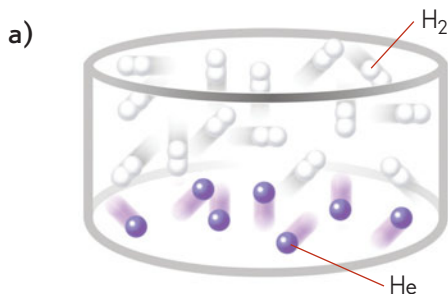
Ar : 39,95 g/mol

NO_2 : 46,01 g/mol

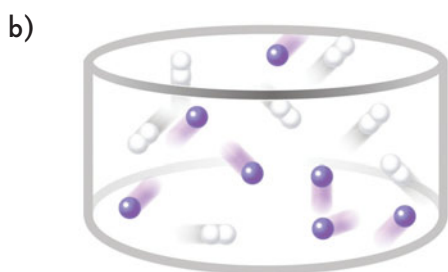
Plus un gaz est léger, plus il se déplace rapidement.

Voici l'ordre dans lequel ces gaz s'échapperont : CH_4 , H_2S , Ar , NO_2 , HBr .

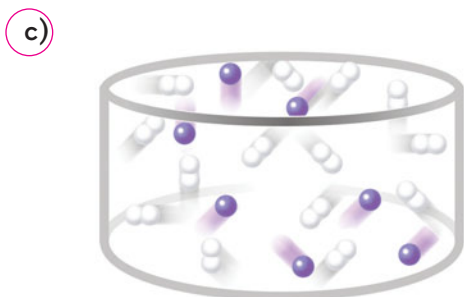
13. Laquelle des illustrations ci-dessous représente le mieux la diffusion de 1,0 g de H_2 et de 1,0 g de He ? Précisez pourquoi les autres illustrations ne conviennent pas.



Ne convient pas parce que les particules de gaz se déplacent aléatoirement dans toutes les directions et qu'elles diffusent. Les deux types de particules devraient être mélangés au lieu d'être chacun de son côté.



Ne convient pas parce qu'il devrait y avoir deux fois plus de particules de H_2 que de He .



Convient parce que les particules sont mélangées uniformément. De plus, il y a deux fois plus de particules de H_2 que de He .



Consulter le **Compagnon Web** pour d'autres exercices en lien avec la **section 1.2**.

1.3 La pression

La pression est une caractéristique importante des gaz. De manière générale, elle correspond à une force exercée perpendiculairement par unité de surface. Son unité de mesure est le pascal (Pa) dans le Système international d'unités (SI). Un pascal représente une force de 1 newton (N) exercée sur une surface de 1 mètre carré (m²), soit :

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ m}^2}$$

Comme 1 Pa correspond à une pression minimale, on utilise souvent le kilopascal (1 kPa = 1000 Pa) comme unité de pression. Voici la formule mathématique qui définit la pression.

Pression

$$P = \frac{F}{A} \quad \text{où } P \text{ représente la pression (en Pa)}$$

F représente la force (en N)

A représente l'aire de la surface qui subit la force (en m²)

La théorie cinétique des gaz permet d'expliquer comment un gaz exerce une pression. Ainsi, à 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 des forces est petite, mais l'ensemble de ces forces produit une pression relativement importante.

La pression d'un gaz dépend donc du nombre de collisions de ses particules avec un obstacle (paroi ou autre particule). 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.

Nous avons vu précédemment qu'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, à cause de leur masse plus élevée. On peut en conclure que, aux mêmes conditions de température et de pression, une particule de gaz qui a une grande masse molaire frappe plus fort, mais moins souvent, qu'une particule qui a une petite masse molaire. À une pression donnée, la somme des forces dues aux collisions est donc la même pour tous les gaz.



1.18

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

CONCEPT DÉJÀ VU

➤ Pression

La pression atmosphérique

L'atmosphère est constituée d'air, un mélange de plusieurs gaz, dont certains sont énumérés dans le **TABLEAU 1.19**. 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».

CONCEPTS DÉJÀ VUS

- Atmosphère
- Air (composition)

1.19 QUELQUES CONSTITUANTS DE L'AIR

Gaz	Symbole	Volume (en %)	Gaz	Symbole	Volume (en %)
Diazote	N ₂	78	Dioxyde de carbone	CO ₂	0,03 (variable)
Dioxygène	O ₂	21	Néon	Ne	0,0018
			Hélium	He	0,000 52

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.

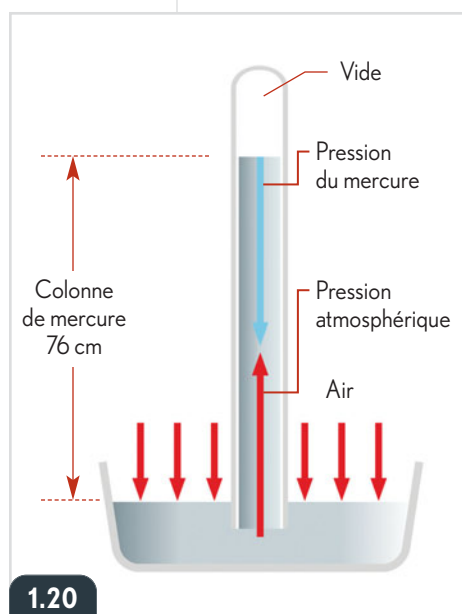
Torricelli en conclut que la hauteur de la colonne de mercure dépendait directement de la pression atmosphérique. Cette expérience donna naissance au **baromètre** à mercure (voir la **FIGURE 1.20**), un instrument de mesure encore utilisé de nos jours. On exprime la pression mesurée avec ce baromètre 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 :

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



1.20

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 ?

MÉTHO, p. 439

1. Quelle est l'information recherchée ?

$$? \text{ kPa} \rightarrow 550 \text{ mm Hg}$$

2. Quelle est la correspondance dont j'ai besoin ?

$$101,3 \text{ kPa} \rightarrow 760 \text{ mm Hg}$$

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.

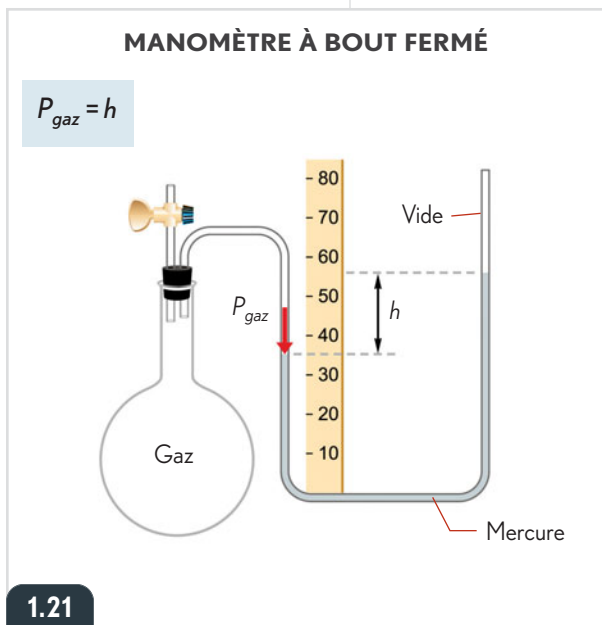
La mesure de la pression d'un gaz

Pour mesurer la pression d'un gaz enfermé dans un contenant, l'utilisation d'un baromètre n'est plus appropriée. On utilise plutôt un manomètre ou une jauge de pression.

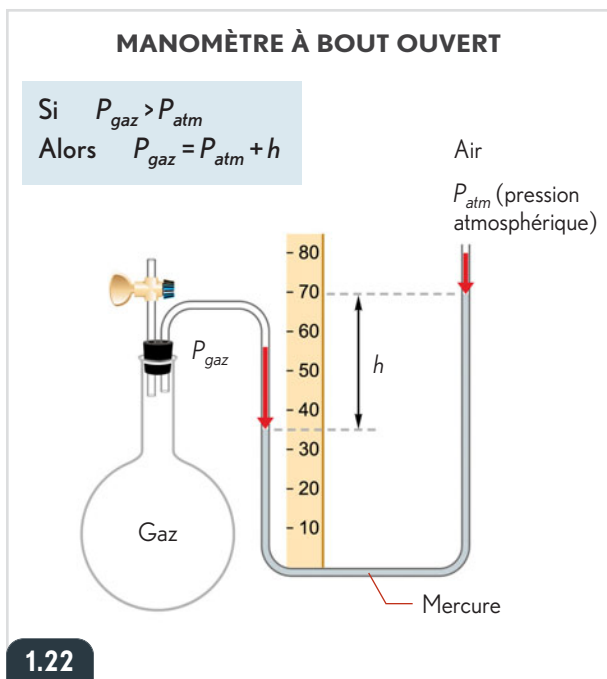
Certains manomètres sont dits «à pression absolue», c'est-à-dire que la pression mesurée correspond réellement à la pression du gaz. Le manomètre à bout fermé et certains manomètres à cadran en sont des exemples. La **FIGURE 1.21** montre comment lire la pression avec un manomètre à bout fermé.

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 1.22** et la **FIGURE 1.23**) 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.

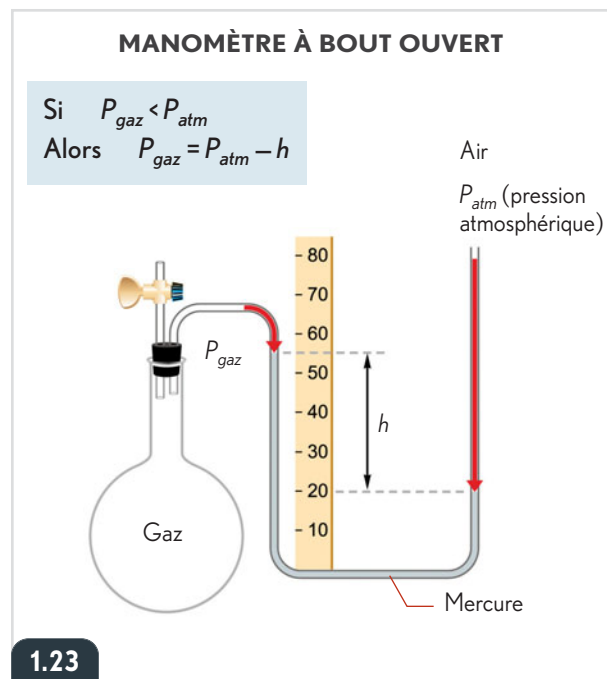
Certains manomètres à cadran indiquent des pressions négatives. Cela signifie que la pression mesurée est plus petite que la pression atmosphérique.



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.



Un manomètre à bout ouvert est un instrument de mesure à pression relative. L'air et le gaz exercent une force sur la surface du liquide à chaque extrémité du tube, ce qui crée une sorte de compétition entre les deux. 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.



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

Les machines à vapeur

Les êtres humains ont essayé de maîtriser la puissance de la vapeur pendant de nombreuses années avant d'y parvenir. Avec l'invention de la machine à vapeur, la transformation de l'énergie thermique absorbée par l'eau en énergie mécanique provenant de la force motrice de la vapeur a rendu possibles diverses applications. Cette énergie mécanique a ainsi permis d'actionner des pompes, de faire avancer des trains et de faire tourner les pales des bateaux.

Il est difficile d'attribuer l'invention de la machine à vapeur à une seule personne. En effet, son avènement est le fruit d'une série d'inventions. La première utilisation de la vapeur remonte au 2^e siècle avant notre ère. L'éolipyle, réalisé par le mathématicien Héron d'Alexandrie, permettait, grâce à la vapeur, de faire tourner une sphère autour d'un axe horizontal. Toutefois, cet appareil avait des fins principalement récréatives.

En 1601, le physicien italien Giambattista della Porta (1535-1615) proposa l'idée d'une pompe mue par la différence de pression causée par la condensation de la vapeur d'eau. L'ingénieur français Salomon de Caus (1576-1626) développa par la suite une théorie concernant l'expansion et la condensation de la vapeur, qui fut très



Un train tiré par deux locomotives à vapeur.

utile à ses successeurs. Vers 1690, le physicien et mathématicien français Denis Papin (1647-v.1712) élaborait un prototype capable de convertir l'énergie de la vapeur en un mouvement de haut en bas dans un genre de piston.

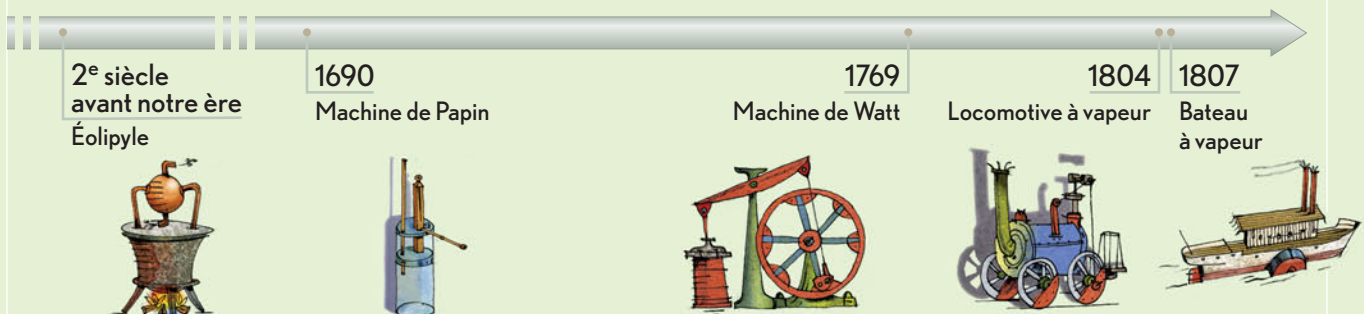
Ce n'est qu'en 1712, grâce à la collaboration du forgeron britannique Thomas Newcomen (1663-1729) et de l'ingénieur Thomas Savery (v.1650-1715), qu'on utilisait pour la première fois une machine à vapeur à des fins industrielles. Son rendement fut ensuite grandement amélioré par le mécanicien écossais James Watt (1736-1819). En 1770, l'ingénieur militaire Joseph Cugnot (1725-1804) construisit un fardier destiné à tirer les canons, le premier véhicule à être actionné par la vapeur.

En 1804, en Angleterre, l'ingénieur Richard Trevithick (1771-1833) fit le premier essai d'une locomotive à vapeur, qui atteignit une vitesse de 8 km/h. Cette invention révolutionna le monde du transport.

Puis, ce fut au tour de l'Américain Robert Fulton (1765-1815) d'appliquer les principes de la machine de Watt à la navigation. En 1807, il commercialisa le premier bateau à vapeur.

Depuis, plusieurs machines à vapeur ont été remplacées par des modèles fonctionnant à l'aide de moteurs électriques ou à explosion. Néanmoins, la vapeur est encore largement exploitée aujourd'hui, notamment dans les centrales électriques thermiques ou nucléaires.

QUELQUES ÉTAPES DE L'ÉVOLUTION DES MACHINES À VAPEUR



Exercices

1.3 La pression

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

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

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 ?

Cette différence vient du fait que le mercure a une plus grande masse volumique que l'eau.

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

1. $? \text{ mm Hg} \rightarrow 99,5 \text{ kPa}$

4. $\frac{760 \text{ mm Hg} \times 99,5 \text{ kPa}}{101,3 \text{ kPa}} = 746,5 \text{ mm Hg}$

2. $760 \text{ mm Hg} \rightarrow 101,3 \text{ kPa}$

3. $\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{? \text{ mm Hg}}{99,5 \text{ kPa}}$

5. *La hauteur de la colonne de mercure est de 747 mm.*

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

La pression est de 657 mm Hg.

5. Pourquoi ne peut-on pas mesurer la pression d'un gaz enfermé dans un contenant avec un baromètre ? Expliquez votre réponse.

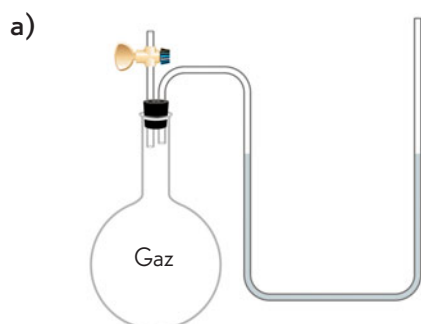
Un baromètre permet de mesurer la pression extérieure qui s'exerce sur la surface d'un liquide contenu dans un réservoir. Pour pouvoir mesurer la pression d'un gaz enfermé dans un contenant, il faudrait mettre le baromètre dans le contenant, ce qui n'est pas évident, surtout pour un petit contenant.

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.

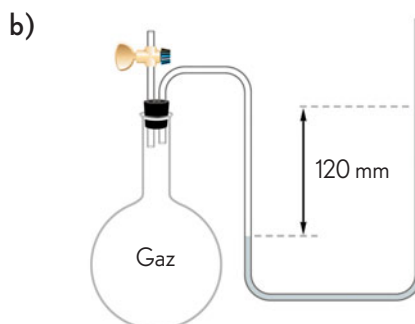
Avec un instrument à pression relative, on doit tenir compte de la pression atmosphérique ou de celle d'un autre gaz. Un manomètre à bout ouvert est un exemple d'instrument à pression relative.

Un instrument à pression absolue mesure la pression réelle du gaz. Un manomètre à bout fermé est un exemple de ce type d'instrument.

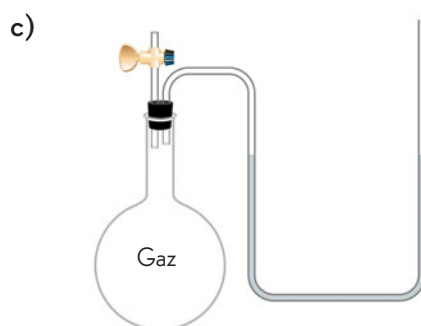
7. Indiquez la pression mesurée par chacun des manomètres illustrés ci-dessous. On considère que la pression atmosphérique est de 750 mm Hg.



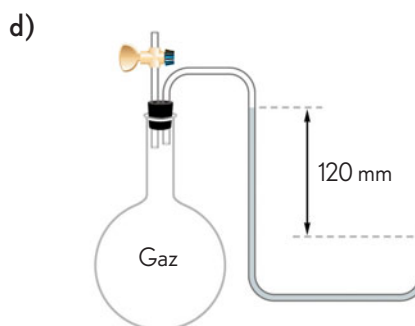
0 mm Hg



$$\begin{aligned}
 P_{\text{gaz}} &> P_{\text{atm}} \\
 P_{\text{gaz}} &= P_{\text{atm}} + h \\
 &= 750 \text{ mm Hg} + 120 \text{ mm Hg} \\
 &= 870 \text{ mm Hg}
 \end{aligned}$$



750 mm Hg



$$\begin{aligned}
 P_{\text{gaz}} &< P_{\text{atm}} \\
 P_{\text{gaz}} &= P_{\text{atm}} - h \\
 &= 750 \text{ mm Hg} - 120 \text{ mm Hg} \\
 &= 630 \text{ mm Hg}
 \end{aligned}$$

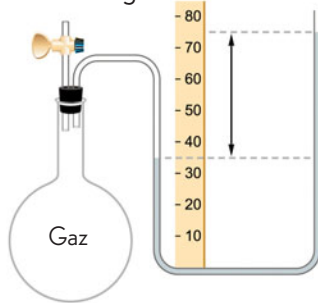
8. Le manomètre de la bonbonne de votre barbecue indique une pression de 0 kPa. La bonbonne est-elle vide ?

La bonbonne n'est pas complètement vide, puisque la pression n'est pas réellement de 0 kPa.

Le manomètre est à pression relative. La pression du gaz est donc égale à la pression atmosphérique.

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

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



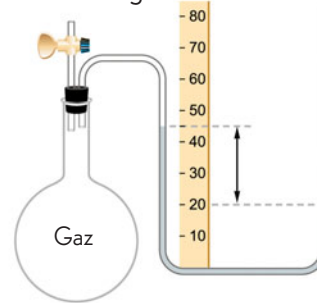
$$h = 750 \text{ mm} - 350 \text{ mm} = 400 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} > P_{\text{atm}}$$

$$P_{\text{gaz}} = 750 \text{ mm Hg} + 400 \text{ mm Hg}$$

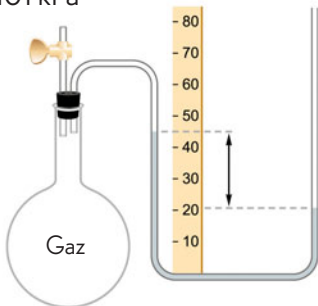
$$= 1150 \text{ mm Hg}$$

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



C'est impossible, puisque la pression du gaz serait négative. Avec un manomètre à bout fermé, on mesure la pression absolue, qui ne peut être négative.

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



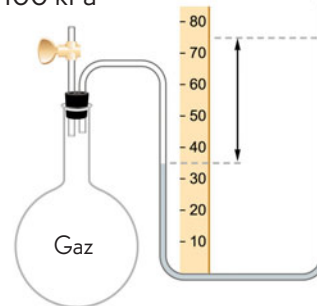
$$h = 450 \text{ mm} - 200 \text{ mm} = 250 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} < P_{\text{atm}}$$

$$P_{\text{gaz}} = 760 \text{ mm Hg} - 250 \text{ mm Hg}$$

$$= 510 \text{ mm Hg}$$

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



$$h = 750 \text{ mm} - 350 \text{ mm} = 400 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} = 400 \text{ mm Hg}$$

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 ?

Comme l'autre branche est fermée, la différence de hauteur est égale à la pression du gaz.

Donc, $h = 820 \text{ mm}$.

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

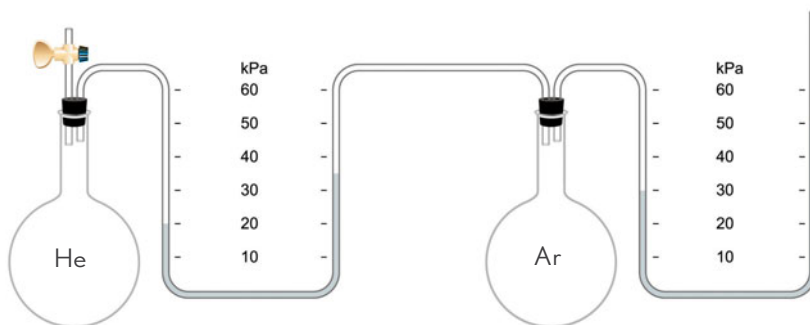
Comme la pression du gaz est plus grande que la pression atmosphérique :

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} + h$$

$$h = 820 \text{ mm} - 756 \text{ mm}$$

$$= 64 \text{ mm}$$

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



$$P_{\text{He}} = 122 \text{ kPa} + 15 \text{ kPa}$$

$$= 137 \text{ kPa}$$

$$P_{\text{Ar}} = 102 \text{ kPa} + 20 \text{ kPa}$$

$$= 122 \text{ kPa}$$



Consulter le **Compagnon Web** pour d'autres exercices en lien avec la **section 1.3**.

Résumé

Les propriétés physiques des gaz



1.1 LES GAZ DANS NOTRE QUOTIDIEN

- Les gaz sont abondants sur notre planète. Onze éléments du tableau périodique sont gazeux aux conditions ambiantes.
- Les gaz interviennent dans de multiples phénomènes naturels, comme la photosynthèse, la respiration, les vents, les éruptions volcaniques.
- Les gaz sont employés dans plusieurs applications technologiques. La vapeur, les gaz comprimés, les gaz réfrigérants, le gaz naturel sont des exemples de gaz utilisés dans notre quotidien.
- Le modèle corpusculaire ou particulaire de la matière repose principalement sur les postulats suivants :
 1. La matière est constituée de particules extrêmement petites (atomes ou molécules).
 2. Les particules de matière sont constamment en mouvement.
 3. Les particules de matière peuvent être retenues ensemble par des forces d'attraction.
- La phase gazeuse est l'une des trois phases de la matière. Elle se distingue par le grand espace entre ses particules, l'absence de force d'attraction entre elles et leur grande capacité de mouvement. Elle n'a ni forme ni volume définis, occupe tout l'espace disponible et possède une petite masse volumique. C'est un fluide compressible.
- Dans les gaz, les trois types de mouvement des particules sont possibles : la vibration, la rotation et la translation.
- La phase gazeuse peut subir une condensation et devenir liquide ou solide. Elle peut aussi être produite par la sublimation d'un solide ou par la vaporisation d'un liquide.
- La vaporisation peut s'effectuer par évaporation, à toute température, ou par ébullition, à une température donnée.
- La vapeur est la forme gazeuse d'une substance habituellement liquide ou solide aux conditions ambiantes de température et de pression.
- Un aérosol est un mélange constitué de fines particules de solide ou de liquide en suspension dans un gaz.

1.2 LA THÉORIE CINÉTIQUE DES GAZ

- L'énergie cinétique est l'énergie que possède un corps en raison de son mouvement.
- La formule mathématique qui relie l'énergie cinétique, la masse et la vitesse est la suivante : $E_k = \frac{1}{2}mv^2$.
- Une particule gazeuse possède une masse très petite, mais elle se déplace très rapidement. Son énergie cinétique est donc très grande.

- La courbe de distribution de Boltzmann permet d'illustrer le nombre relatif de particules de gaz qui possèdent une vitesse donnée à un moment donné.
- Voici 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.
 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 de l'énergie.
 4. L'énergie cinétique moyenne des particules de gaz dépend de la température.
- 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.
- À cause de l'importance du mouvement de translation des particules de gaz, la diffusion gazeuse est beaucoup plus rapide que celle des autres phases de la matière.
- L'effusion est un processus par lequel un gaz passe au travers d'une paroi par un petit trou.
- À une température donnée, tous les gaz possèdent la même énergie cinétique moyenne. Comme cette énergie dépend de la masse et de la vitesse, plus un gaz est léger, plus sa vitesse de diffusion et d'effusion est grande.

1.3 LA PRESSION

- La formule mathématique qui définit la pression est la suivante :

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

- La pression d'un gaz dépend de la somme des forces dues aux collisions de ses particules sur la surface des obstacles.
- À une pression donnée, la somme des forces dues aux collisions est la même pour tous les gaz, quelle que soit leur masse molaire. En effet, une particule lourde frappe plus fort mais moins souvent qu'une particule légère.
- L'atmosphère est constituée d'air, un mélange de plusieurs gaz. Ces gaz exercent une pression, la pression atmosphérique, qui varie selon l'altitude et selon la journée.
- La pression atmosphérique normale au niveau de la mer est de 1 atm, ou 760 mm Hg, ou 101,3 kPa.
- Pour mesurer la pression atmosphérique, on utilise un baromètre. Pour mesurer la pression d'un gaz enfermé dans un contenant, on utilise un manomètre ou une jauge de pression.
- Un manomètre à pression absolue mesure la pression réelle d'un gaz.
- Un manomètre à pression relative mesure la pression d'un gaz en fonction de la pression atmosphérique ou de celle d'un autre gaz.

Exercices sur l'ensemble 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. Expliquez votre réponse.

a) Une substance ayant un point d'ébullition de $290\text{ }^{\circ}\text{C}$ et un point de fusion de $18\text{ }^{\circ}\text{C}$.

C'est probablement un liquide. Comme son point de fusion est plus bas que la température ambiante, sa forme solide se changerait automatiquement en liquide aux conditions ambiantes. De plus, comme son point d'ébullition est plus élevé que la température ambiante, seule une petite partie du liquide se transforme en gaz.

b) Une substance ayant une masse volumique de $0,00125\text{ g/ml}$.

C'est probablement un gaz. Comme les particules de gaz sont très espacées les unes des autres, leur masse volumique est très petite.

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

Les solides possèdent moins d'énergie cinétique, puisque leurs particules peuvent effectuer peu de mouvements. En effet, les particules d'un solide ne peuvent que vibrer sur place.

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

Plus on refroidit un gaz, plus ses particules ralentissent. Elles finissent par ne plus pouvoir effectuer de translation et elles perdent les caractéristiques d'un gaz.

4. Classez les gaz suivants en ordre croissant de leur vitesse d'effusion : CO_2 , Kr, Ne, C_2H_6 , HCl. Indiquez les données sur lesquelles vous vous basez pour répondre à cette question.

Kr, CO_2 , HCl, C_2H_6 , Ne.

C_2H_6 : $30,08\text{ g/mol}$

CO_2 : $44,01\text{ g/mol}$

HCl: $36,46\text{ g/mol}$

Kr: $83,80\text{ g/mol}$

Ne: $20,18\text{ g/mol}$

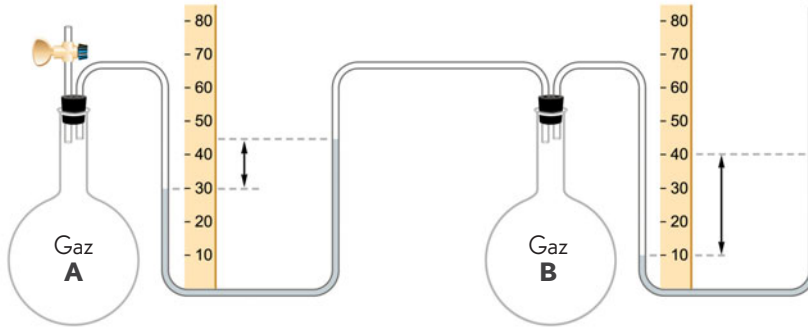
5. Pourquoi la pression atmosphérique diminue-t-elle lorsqu'on s'éloigne de la surface de la Terre ?

C'est parce que plus on s'éloigne de la surface de la Terre, plus les particules d'air se font rares.

Les collisions des particules d'air avec les obstacles diminuent donc avec l'altitude.

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)



$$P_{\text{gaz A}} = 450 \text{ mm Hg}$$

$$h = 450 \text{ mm} - 300 \text{ mm} = 150 \text{ mm}$$

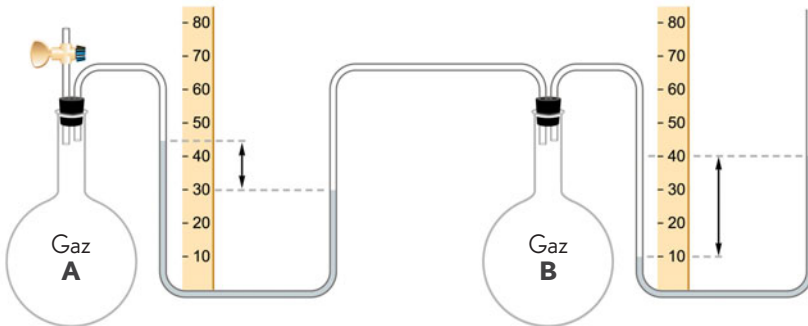
$$P_{\text{gaz A}} = 300 \text{ mm Hg} + 150 \text{ mm Hg}$$

$$= 450 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{gaz B}} = 400 \text{ mm Hg} - 100 \text{ mm Hg}$$

$$= 300 \text{ mm Hg}$$

b)



$$P_{\text{gaz A}} = 915 \text{ mm Hg}$$

$$h = 450 \text{ mm} - 300 \text{ mm} = 150 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz A}} = 1065 \text{ mm Hg} - 150 \text{ mm Hg}$$

$$= 915 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{gaz B}} = 1065 \text{ mm Hg}$$

$$h = 400 \text{ mm} - 100 \text{ mm} = 300 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz B}} = 765 \text{ mm Hg} + 300 \text{ mm Hg}$$

$$= 1065 \text{ mm Hg}$$

7. Laquelle ou lesquelles des photos suivantes montrent probablement un appareil de mesure à pression relative ? Expliquez sur quoi vous vous basez pour répondre à cette question.



Réponses variables. Exemple.

Les photos b), c) et d) montrent probablement des manomètres à pression relative.

b) parce que le manomètre peut mesurer des pressions négatives;

c) parce que c'est une jauge de pression;

d) parce qu'il est peu probable de mesurer une pression nulle.

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.
- 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.
 - 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.
 - 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.
 - 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. 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) Le contenant de dihydrogène contient deux fois plus de particules de gaz que le contenant d'hélium.

Faux. Comme les deux gaz sont aux mêmes conditions de température et de pression, il doit y avoir le même nombre de particules de gaz dans chaque contenant.

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

Vrai. Comme les particules de dihydrogène sont plus légères que les particules d'hélium, elles se déplacent plus rapidement. Elles frappent donc leur contenant plus souvent.

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

Faux. Comme les particules de dihydrogène sont plus légères que les particules d'hélium, elles frappent les parois de leur contenant avec moins de force que celles d'hélium.

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

Faux. Comme les particules de dihydrogène sont plus légères que les particules d'hélium, elles voyagent plus rapidement que celles d'hélium.

10. 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.

L'énergie cinétique moyenne quadruple, puisque l'énergie cinétique dépend du carré de la vitesse.

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



Consulter le **Compagnon Web** pour d'autres **exercices sur l'ensemble du chapitre 1.**

Défis

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 ?

1. $F = ?$

4. $F = 600\,000 \text{ Pa} \times 0,0080 \text{ m}^2$
 $= 4800 \text{ N}$

2. $P = 600 \text{ kPa} = 600\,000 \text{ Pa}$
 $A = 0,0080 \text{ m}^2$

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

D'où $F = PA$

5. *Le vérin peut générer une force de 4800 N.*

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.

Dans les ballons C et D, puisque leur température est plus élevée que celle des ballons A et B.

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

Dans le ballon B, puisque les particules d'argon sont plus lourdes que celles de néon et que la température est plus basse que dans les ballons C et D.

- 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.

Dans le ballon C, puisque la pression y est plus élevée.

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 ?

Comme la masse volumique est plus petite, les variations de hauteur seront plus grandes, ce qui facilitera la mesure de la pression.

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

Comme les deux gaz sont à la même température, ils ont la même énergie cinétique moyenne. Donc :

$$E_{k1} = \frac{1}{2} m_1 v_1^2$$

$$E_{k2} = \frac{1}{2} m_2 v_2^2$$

$$E_{k1} = E_{k2}$$

$$\frac{1}{2} m_1 v_1^2 = \frac{1}{2} m_2 v_2^2$$

$$m_1 v_1^2 = m_2 v_2^2$$

$$\frac{v_1^2}{v_2^2} = \frac{m_2}{m_1}$$

La réponse est c).

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

$$\frac{v_{H_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}} = \sqrt{\frac{32 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}}} = 4$$

Le dihydrogène est 4 fois plus rapide que le dioxygène.