

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.

Le méthane.

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

Le dioxygène.

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

Le dioxyde de carbone.

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

Le méthane.

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.		X	
b) Les poissons captent le dioxygène dissous dans l'eau.	X		
c) Des batteries alimentent le circuit électrique d'une voiture.			X
d) Les ampoules fluocompactes émettent de la lumière.		X	
e) La fonte du pergélisol affecte les écosystèmes nordiques.			X
f) Les tornades peuvent être dévastatrices.	X		

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.

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 peut varier. Expliquez pourquoi.
- La masse volumique d'un gaz peut varier parce que 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 ? Exemples de réponses.

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

- 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.

Exercices

1.2 La théorie cinétique des gaz

- 1 Quelle forme d'énergie est à l'origine des mouvements des atomes et 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, 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.

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 de diazote 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 Maxwell-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 Quel point de la théorie cinétique permet aux gaz :

- a) d'être comprimés dans une bouteille ?

Le point 1, soit le grand espace entre les particules de gaz.

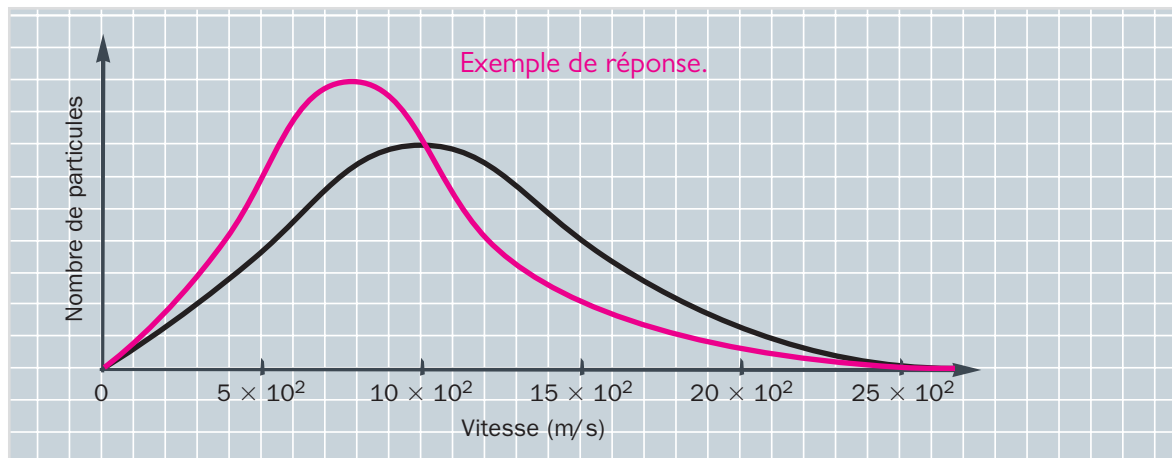
- b) de se répandre à l'intérieur d'une pièce ?

Le point 2, soit l'importance du mouvement de translation des particules de gaz.

- c) d'être invisibles ?

Le point 1, soit le grand espace entre les particules de gaz.

- 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.

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

Plus la masse molaire est grande, plus la vitesse de diffusion est petite. Au contraire, plus la masse molaire est petite, plus la vitesse de diffusion est grande.

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 Quels sont les deux facteurs qui influent sur 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.

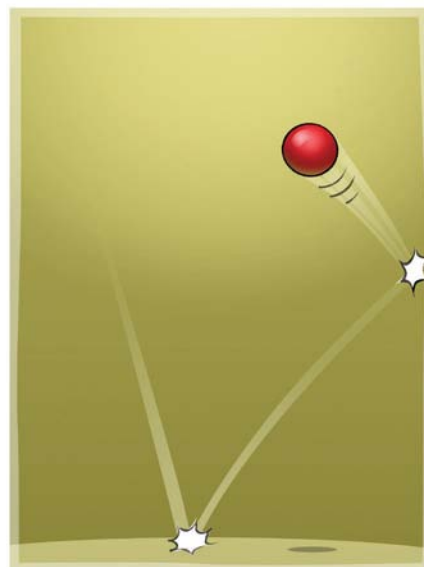
9 Comme la balle illustrée sur cette figure, les particules de gaz perdent-elles un peu d'énergie chaque fois qu'elles frappent un obstacle ? Expliquez votre réponse.

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 globale.



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) 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.

L'effusion.

c) Certains polluants peuvent parcourir de grandes distances 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 4,00 g/mol, est très petite comparativement à celles des principaux gaz qui constituent l'air, soit le diazote (28,02 g/mol) et le dioxygène (32,00 g/mol).

L'effusion de l'hélium s'effectue donc plus rapidement que celle de l'air.

12 Un mélange de gaz constitué de CH₄, HBr, NO₂, H₂S et Ar s'échappe d'un laboratoire. Classez ces substances en ordre croissant de leur vitesse de diffusion.

Les masses molaires de ces substances sont :

CH₄: 16,05 g/mol

H₂S: 34,09 g/mol

HBr: 80,91 g/mol

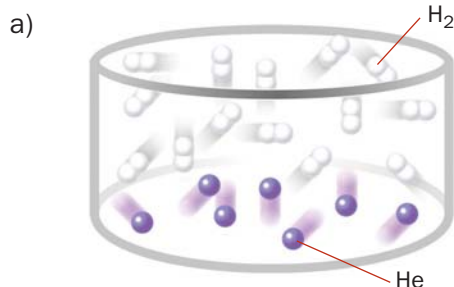
Ar: 39,95 g/mol

NO₂: 46,01 g/mol

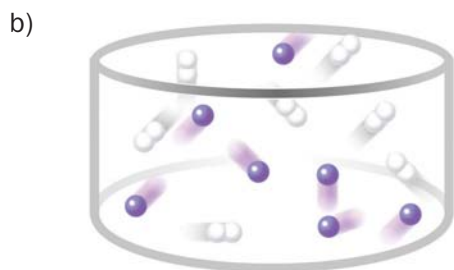
Plus un gaz est léger, plus il se déplace rapidement.

Réponse: L'ordre croissant des vitesses de diffusion est: HBr, NO₂, Ar, H₂S, CH₄.

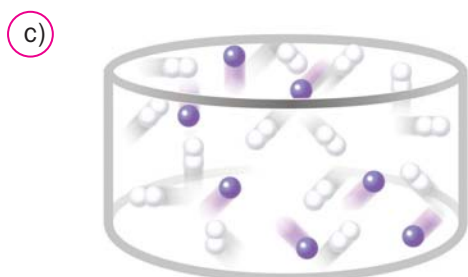
13 Laquelle des illustrations ci-dessous représente le mieux la diffusion de 1,0 g de H₂ et de 1,0 g de He? Précisez pourquoi les autres illustrations ne conviennent pas.



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 H₂ que de He. En effet, 1,0 g de H₂ correspond à: $1,0 \text{ g} / (1,0 \text{ g/mol} + 1,0 \text{ g/mol}) = 0,50 \text{ mol}$ de H₂ tandis que 1,0 g de He correspond à: $1,0 \text{ g} / 4,0 \text{ g/mol} = 0,25 \text{ mol}$ de He.



Convient parce que les particules sont mélangées uniformément. De plus, il y a deux fois plus de particules de H₂ que de He.

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 ?

Pour déterminer la hauteur de la colonne de mercure, il faut convertir la pression en mm Hg.

1. ? mm Hg \rightarrow 99,5 kPa

2. 760 mm Hg \rightarrow 101,3 kPa

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

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

Réponse : La hauteur de la colonne de mercure est de 747 mm, ou de 74,7 cm.

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

$$3,65 \text{ atm} = ? \text{ kPa}$$

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

$$\frac{3,65 \text{ atm} \times 101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = 369,7 \text{ kPa}$$

Réponse : Ce gaz exerce une pression de 370 kPa.

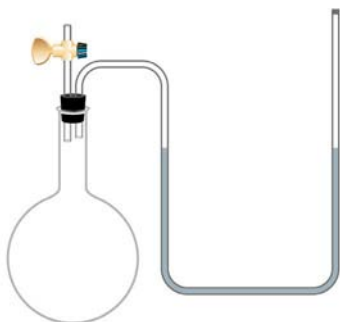
- 6 Quelle est la différence entre un instrument de mesure à pression relative et un instrument de mesure à pression absolue ? Donnez un exemple de chacun de ces instruments.

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.

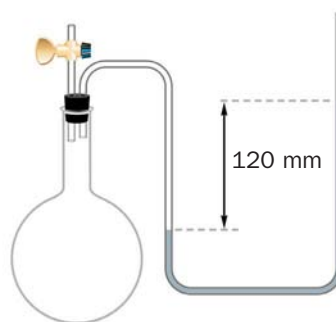
- 7 Indiquez la pression mesurée par chacun des manomètres illustrés ci-dessous. On considère que la pression atmosphérique est de 750 mm Hg.

a)



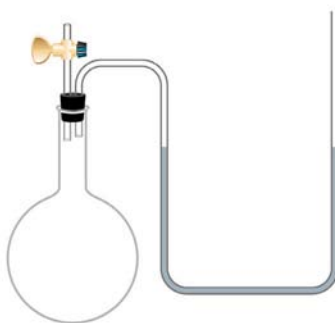
0 mm Hg
Le contenant ne contient aucun gaz.
Il est vide.

b)



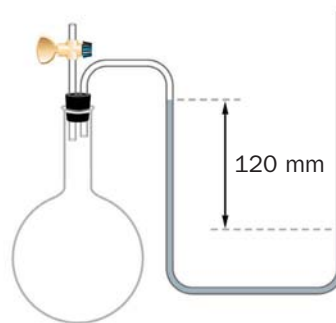
$$\begin{aligned} P_{\text{gaz}} &> P_{\text{atm}} \\ P_{\text{gaz}} &= P_{\text{atm}} + h \\ &= 750 \text{ mm Hg} + 120 \text{ mm Hg} \\ &= 870 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

c)



750 mm Hg

d)



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

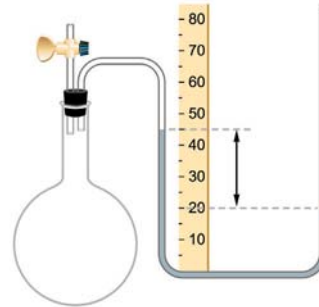
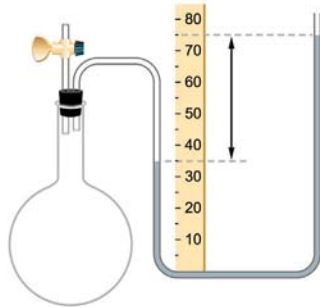
- 8 Le manomètre à pression relative de la bonbonne de votre barbecue indique une pression de 0 kPa. La bonbonne est-elle vide ?

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

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



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

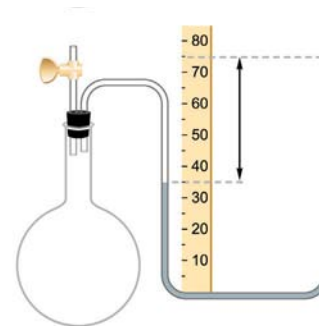
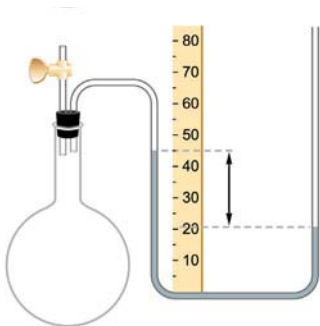
$$P_{gaz} > P_{atm}$$

$$P_{gaz} = 750 \text{ mm Hg} + 400 \text{ mm Hg} \\ = 1150 \text{ mm Hg}$$

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

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



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

$$101 \text{ kPa} \approx 760 \text{ mm Hg}$$

$$P_{gaz} < P_{atm}$$

$$P_{gaz} = 760 \text{ mm Hg} - 250 \text{ mm Hg} \\ = 510 \text{ mm Hg}$$

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

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

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 ?

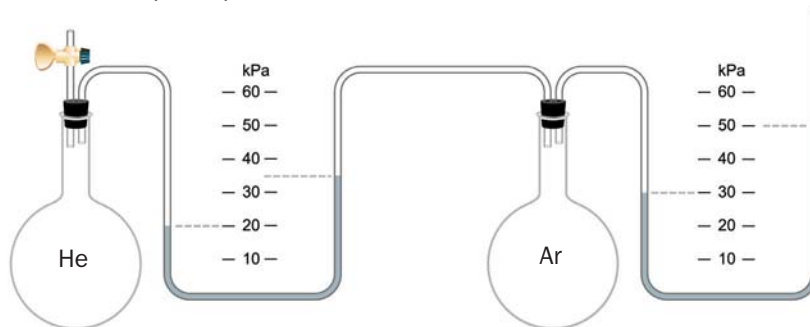
Comme la pression du gaz est plus grande que la pression atmosphérique :

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

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

$$= 64 \text{ mm}$$

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



$$P_{\text{He}} = 102 \text{ kPa} + 15 \text{ kPa}$$

$$= 117 \text{ kPa}$$

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

$$= 122 \text{ kPa}$$

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.

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 0,001 25 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: CO₂, Kr, Ne, C₂H₆, HCl. Indiquez les données sur lesquelles vous vous basez pour répondre à cette question.

Kr, CO₂, HCl, C₂H₆, Ne. C₂H₆: 30,08 g/mol

CO₂: 44,01 g/mol HCl: 36,46 g/mol

Kr: 83,80 g/mol

Ne: 20,18 g/mol

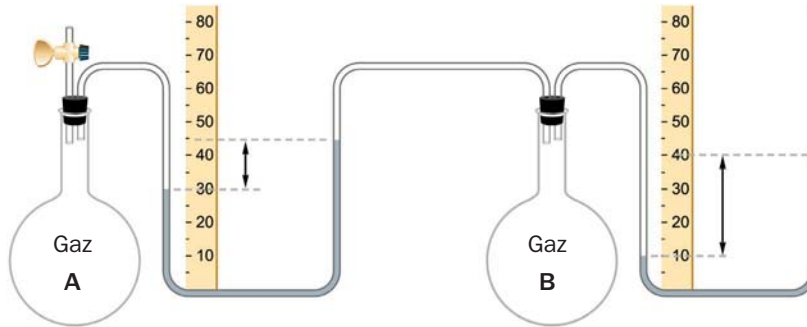
- 5 Pourquoi la pression atmosphérique diminue-t-elle lorsqu'on s'éloigne de la surface de la Terre ?

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)



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

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

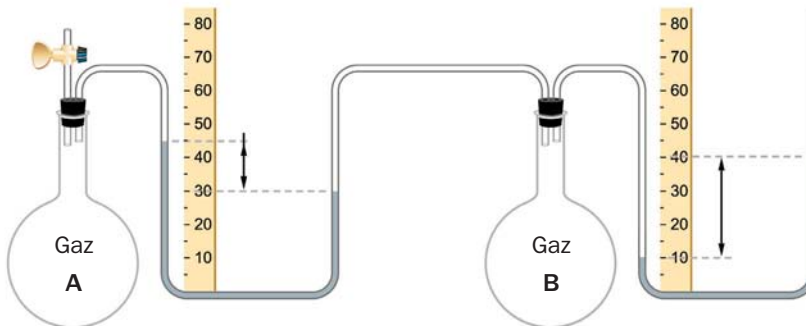
$$P_{\text{gaz A}} = 300 \text{ mm Hg} + 150 \text{ mm Hg} \\ = 450 \text{ mm Hg}$$

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

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

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

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 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.



Le manomètre indique une pression de 650 kPa.

b) Manomètre à pression relative.



Le manomètre indique une pression de 0,84 bar ($0,98 - 0,14 = 0,84$)

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 ? Encerchez 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.

Cette pression a été mesurée en haute altitude. En effet, la pression mesurée, soit 686 mm Hg, est plus petite que la pression atmosphérique normale au niveau de la mer, soit 760 mm Hg.

- 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.

Faux. Les particules d'hélium et les particules de dihydrogène possèdent la même énergie cinétique puisqu'elles ont la même température.

- 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.

- 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.

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

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

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 ?

$$\begin{array}{ll} 1. F = ? & 4. F = 600\,000 \text{ Pa} \times 0,0080 \text{ m}^2 \\ 2. P = 600 \text{ kPa} = 600\,000 \text{ Pa} & = 4800 \text{ N} \\ & A = 0,0080 \text{ m}^2 \\ 3. P = \frac{F}{A} & \\ & \text{D'où } F = PA \end{array}$$

Réponse: 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 :

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

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

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

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

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

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

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Réponse : La réponse est c).

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

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

Réponse : Le dihydrogène est 4 fois plus rapide que le dioxygène.