

PARTIE I LES GAZ

CHAPITRE 2 Le comportement des gaz

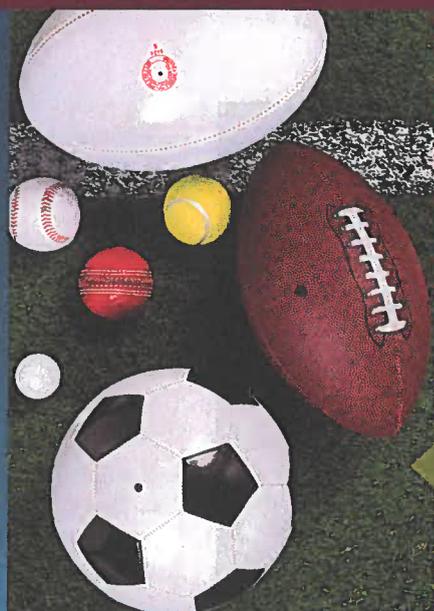
2.1 Les lois simples des gaz	66
2.2 La loi générale des gaz	92
2.3 La loi des gaz parfaits	98
2.4 La loi des pressions partielles	103
Résumé	109



Dans une montgolfière utilisant un brûleur au propane, comme celle-ci, la température de l'air à l'intérieur du ballon peut se situer entre 80 °C et 100 °C.



Au cours de la cuisson du pain, les levures dégagent du gaz carbonique. C'est ce gaz qui produit les bulles dans la mie et permet au pain de lever, c'est-à-dire de prendre du volume.



La pression de l'air dans les ballons utilisés dans plusieurs sports, comme le soccer et le football, est strictement réglementée.

2.1

Les lois simples des gaz

Pour définir les caractéristiques d'un échantillon de gaz et pour étudier son comportement, quatre variables sont nécessaires : la pression, la température, le volume et la quantité de gaz.

2.1 Les variables du comportement des gaz

Variable et symbole	Description	Effet	Méthode ou instrument de mesure
Pression (P) kPa mm de Hg Atm	La pression est directement liée au nombre de collisions des particules de gaz (voir le chapitre 1).	Plus la pression est élevée, plus il y a de collisions, et vice versa.	<ul style="list-style-type: none"> • Baromètre (pression atmosphérique) • Manomètre ou jauge à pression
Température (T) °C K	La température est directement liée à l' énergie cinétique des particules de gaz (voir le chapitre 1).	Plus la température est élevée, plus les particules de gaz bougent rapidement, et vice versa.	<ul style="list-style-type: none"> • Thermomètre • Capteur de température
Volume (V) ml L	Le volume est directement lié à l' espace entre les particules de gaz (voir le chapitre 1).	Plus le volume augmente, plus l'espace entre les particules augmente, et vice versa.	<ul style="list-style-type: none"> • (Même volume que le contenant dans lequel il se trouve) • Seringue • Burette à gaz ou cylindre gradué par déplacement d'eau
Quantité de gaz (n) mole	La quantité de gaz correspond au nombre de particules (atomes ou molécules) contenues dans un échantillon.	Plus la quantité de gaz est grande, plus il y a de particules de gaz, et vice versa.	<ul style="list-style-type: none"> • Calcul du nombre de moles à l'aide de la masse (balance) et de la masse molaire

On peut comparer le comportement des particules de gaz à celui d'un groupe d'adolescents et d'adolescentes qui dansent dans un local. La FIGURE 2.2 définit les quatre variables à étudier dans cette comparaison. Nous y reviendrons régulièrement dans les prochaines pages de ce chapitre.



- P (pression)
→ Collisions entre les danseurs et les obstacles
- T (température)
→ Rythme de la musique
- V (volume)
→ Taille du local
- n (nombre de particules)
→ Nombre de danseurs

► 2.2 Une comparaison entre des danseurs et des particules de gaz peut faciliter la compréhension des lois des gaz.

Dès le 17^e siècle, les scientifiques ont formulé quelques lois simples décrivant le comportement des gaz. Pour y parvenir, ils ont réalisé des expérimentations en considérant deux des quatre variables qui caractérisent les gaz, tandis qu'ils maintenaient constantes les valeurs des deux autres variables. Par exemple, lors de l'analyse de la relation qui existe entre la pression et le volume, la température et la quantité de gaz ne devaient pas varier.

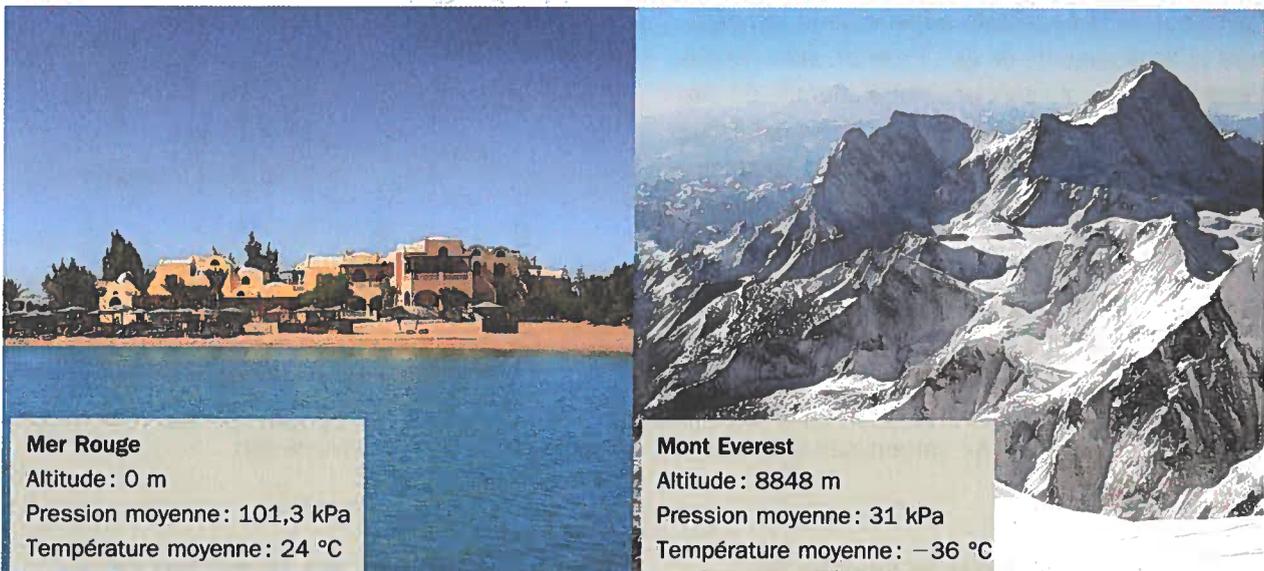
Étant donné que la température et la pression de l'air varient d'un point à l'autre de la Terre (voir la FIGURE 2.4, par exemple), les scientifiques ont dû établir des **normes** quant aux conditions d'étude des gaz. Ces normes définissent ce qu'on appelle les « conditions normalisées » (voir le TABLEAU 2.3).

ÉTYMOLOGIE

Norme vient du mot latin *norma*, qui signifie « équerre, règle, loi ».

2.3 Les conditions normalisées

Conditions normalisées	Température	Pression
Conditions de température et de pression normales (TPN)	0 °C (273 K)	101,3 kPa
Conditions de température ambiante et de pression normale (TAPN)	25 °C (298 K)	101,3 kPa



Mer Rouge

Altitude: 0 m

Pression moyenne: 101,3 kPa

Température moyenne: 24 °C

Mont Everest

Altitude: 8848 m

Pression moyenne: 31 kPa

Température moyenne: -36 °C

► 2.4 Au bord de la mer Rouge, en Égypte, les conditions moyennes de température et de pression diffèrent beaucoup de ce qu'elles sont au sommet du mont Everest.

RÉVISION DES GRAPHIQUES p. 440-441 # 1, 3, 5 et 7

La relation entre la pression et le volume

En 1662, le physicien et chimiste irlandais Robert Boyle (1627-1691) établit la relation qui existe entre la pression d'un gaz et son volume. Cette relation a été confirmée, en 1676, par le physicien français Edme Mariotte (1620-1684). À température constante, ils ont observé que, lorsque la pression d'un échantillon de gaz diminue, son volume augmente, et vice versa.

La même relation existe si on étudie l'effet d'un changement de volume sur la pression: lorsque le volume du gaz diminue, sa pression augmente, et vice versa. On appelle cette relation la « loi de Boyle-Mariotte ».

DÉFINITION

La loi de Boyle-Marlotte indique que, à température constante, le volume d'une certaine quantité de gaz est inversement proportionnel à la pression. Si on augmente la pression, le volume diminue; si on diminue la pression, le volume augmente.

Le graphique de la pression en fonction du volume (voir la FIGURE 2.5) forme une **hyperbole**, une courbe typique d'une relation inversement proportionnelle. Cette relation est confirmée par le graphique de la pression en fonction de l'inverse mathématique du volume, soit $1/V$ (voir la FIGURE 2.6). Par conséquent, si le volume du contenant double, la pression du gaz diminue de moitié.

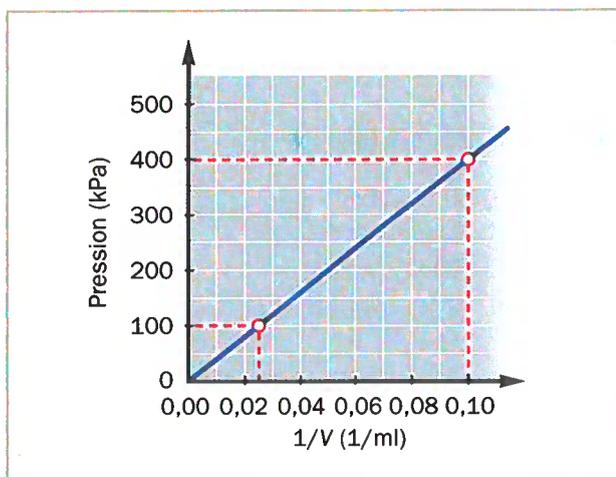
On peut donc dire que la pression est inversement proportionnelle au volume, ou encore que la pression est directement proportionnelle à l'inverse du volume. Mathématiquement, cette relation s'écrit comme suit (le symbole \propto signifie «est directement proportionnel à»):

$$P \propto \frac{1}{V} \quad \text{OU} \quad PV = \text{constante}$$

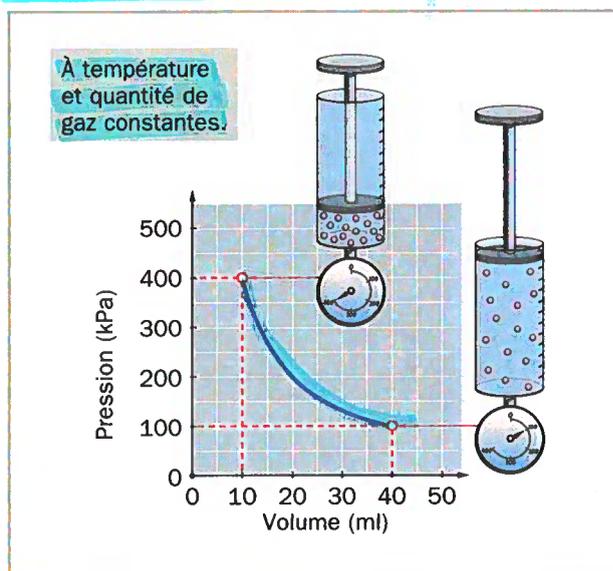
La valeur de la constante dépend de la température et de la quantité de gaz. En effet, si on répète l'expérience en utilisant une autre quantité de gaz ou une température différente, on obtiendra encore une relation **inversement proportionnelle**. Toutefois, la constante de la formule sera différente, comme le montre la FIGURE 2.7.

Comme le produit de la pression par le volume est égal à une constante, on peut comparer des changements de pression et de volume dans deux situations différentes, pourvu que la quantité de gaz et la température ne varient pas de l'une à l'autre.

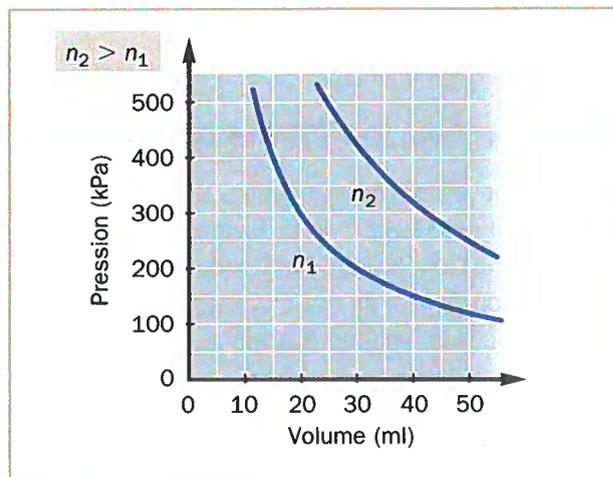
2.6 La pression d'un gaz en fonction de l'inverse mathématique de son volume ($1/V$)



2.5 La pression d'un gaz en fonction de son volume



2.7 La pression d'un gaz en fonction de son volume pour deux quantités différentes (n_1 et n_2)



LIEN MATHÉMATIQUE

L'**hyperbole** est une courbe plane à deux branches dont l'expression mathématique simplifiée peut s'écrire sous la forme d'une fonction inverse: $f(x) = 1/x$.

On obtient alors la formule suivante :

FORMULE

Relation entre la pression et le volume d'un gaz

P_1 représente la pression initiale (en kPa, en mm Hg ou en atm)
 V_1 représente le volume initial (en ml ou en L)
 P_2 représente la pression finale (en kPa, en mm Hg ou en atm)
 V_2 représente le volume final (en ml ou en L)

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad \text{où}$$

*
T et n
doivent
être
constants

Faire seulement les étapes soulignées ainsi que ch. significatifs.

EXEMPLE

Une seringue contient 25,0 ml de gaz à la pression atmosphérique normale. Quelle sera la pression de ce gaz si on diminue le volume à 20,0 ml tout en gardant la température et le nombre de particules de gaz constants ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$P_2 = ?$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$V_1 = 25,0 \text{ ml} \quad \text{3 C.S.}$$

$$P_1 = 101,3 \text{ kPa} \quad \text{4 C.S.}$$

$$V_2 = 20,0 \text{ ml} \quad \text{3 C.S.}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\text{D'où } P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$$

4 J'effectue les calculs.

$$P_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 25,0 \text{ ml}}{20,0 \text{ ml}}$$

$$= 126,6 \text{ kPa}$$

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

Puisque la pression est inversement proportionnelle au volume, il est logique que, lorsqu'on diminue le volume, la pression finale soit plus grande que la pression initiale.

La pression du gaz sera donc de 127 kPa.

3 C.S.

Explication à l'aide de la théorie cinétique

La théorie cinétique offre une autre façon de comprendre la relation qui existe entre la pression et le volume d'un gaz.

En effet, selon la théorie cinétique, à température constante la relation entre la pression et le volume s'explique ainsi :

- ▶ si le volume d'un gaz diminue, les particules se rapprochent les unes des autres, ce qui augmente le nombre de collisions et, conséquemment, la pression ;
- ▶ si le volume d'un gaz augmente, les particules s'éloignent les unes des autres, ce qui diminue le nombre de collisions et donc, la pression du gaz.

Reprenons la comparaison des adolescents qui dansent pour illustrer la relation entre la pression d'un gaz et son volume. Comme la température et le nombre de particules de gaz sont constants, les adolescents dansent au même rythme. Toutefois, si on les amène dans un local deux fois plus petit, il y aura alors deux fois plus de possibilités qu'ils se heurtent (augmentation de la pression).

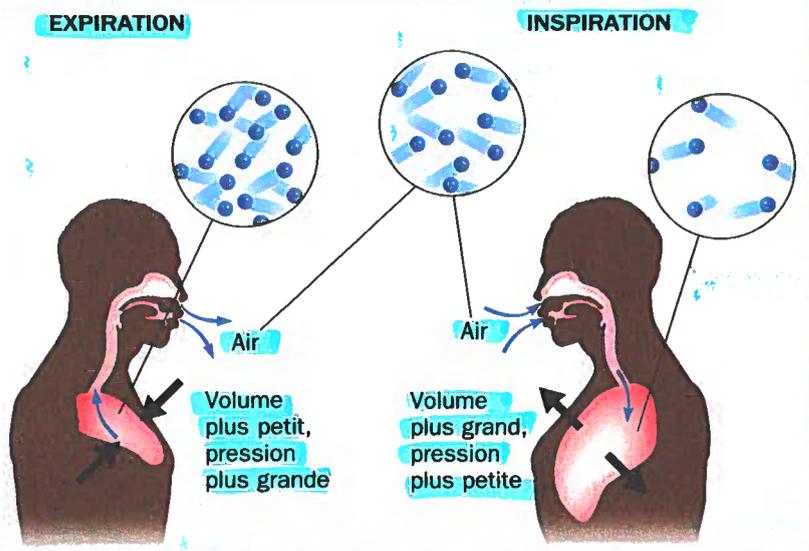


La chimie au quotidien

Exemple vie courante

LA RESPIRATION

La loi de Boyle-Mariotte permet d'expliquer ce qui se produit au cours de la respiration. Lors de la phase d'expiration, les muscles de la cage thoracique se relâchent et le diaphragme s'élève, ce qui a pour effet de diminuer le volume des poumons. Il en résulte une augmentation de la pression de l'air qui s'y trouve. Comme un gaz se déplace naturellement d'un milieu où la pression est plus élevée vers un milieu où la pression est moins élevée, l'air est expulsé des poumons. Le phénomène inverse se produit lors de la phase d'inspiration.



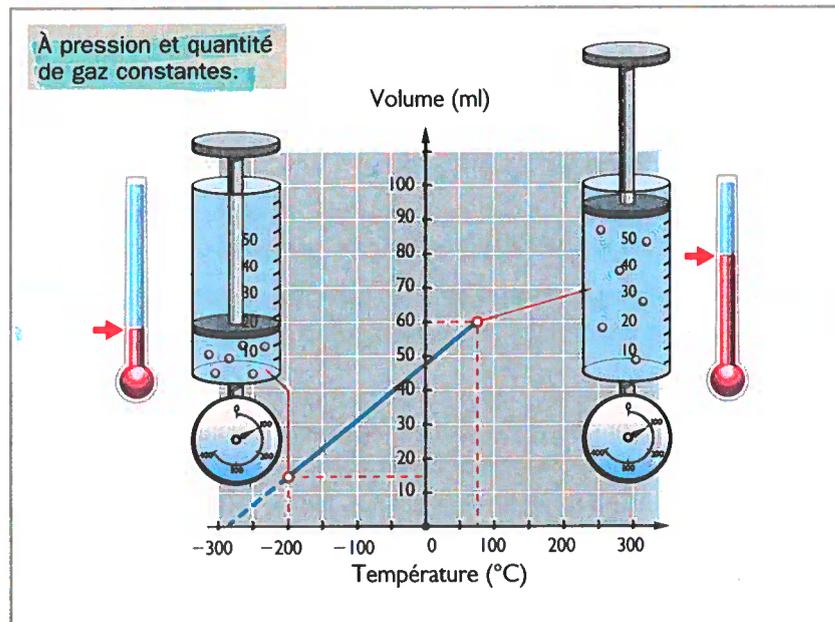
La relation entre le volume et la température

À l'époque de l'invention des montgolfières, les scientifiques se sont mis à s'interroger sur la relation qui existe entre la température et le volume d'un gaz. En 1787, le physicien français Jacques Charles (1746-1823) a établi que, à pression constante, le volume d'un gaz dépend de sa température. Plus la température du gaz augmente, plus son volume augmente, et vice versa.

Cependant, si on trace le graphique du volume en fonction de la température en degrés Celsius, comme à la FIGURE 2.8, on constate que la relation entre ces deux variables n'est pas **directement proportionnelle**. En effet, si la température en degrés Celsius double, le volume du gaz ne double pas. Autrement dit, la droite ne passe pas par l'origine.

Ce résultat n'est pas vraiment surprenant. Lorsqu'un volume est égal à zéro, on peut dire que l'espace occupé est vraiment nul ou encore qu'il n'y a pas de volume à mesurer. Dans

2.8 Le volume d'un gaz en fonction de la température



ces conditions, le gaz n'existe plus. Au contraire, lorsqu'on note une température de 0 °C, l'énergie cinétique des particules de gaz n'est pas nulle. Si tel était le cas, on ne pourrait plus respirer en dessous de 0 °C, puisqu'il n'y aurait plus d'air ! Cette température indique plutôt le point de congélation de l'eau, établi de façon arbitraire par le physicien suédois Anders Celsius (1701-1744).

Le physicien français Guillaume Amontons (1663-1705) avait suggéré, quelques années plus tôt, le concept d'un zéro **absolu**, température au-delà de laquelle l'agitation de la matière n'existerait plus. Le zéro absolu suggère en effet une absence de mouvement des particules de matière et une énergie cinétique nulle (voir le quatrième point de la théorie cinétique, à la section 1.2). Cette température ne peut donc être déterminée que théoriquement.

ÉTYMOLOGIE

Absolu vient du mot latin *absolutus*, qui signifie « détaché, achevé, parfait ».

À la FIGURE 2.9, l'extrapolation des droites (en pointillés) montre un volume qui semble nul à une température de -273,15 °C, et ce, quelles que soient la quantité de gaz utilisée et la pression à laquelle les expériences ont été réalisées.

En 1848, le physicien britannique William Thomson (1824-1907), mieux connu sous le nom de lord Kelvin, a donné à cette température le nom de « zéro absolu » et l'a choisie comme point de départ d'une nouvelle échelle de température qui porte aujourd'hui son nom.

Le kelvin est maintenant l'unité de mesure officielle de la température du système international d'unités (SI). Il est à noter, toutefois, qu'aucun gaz ne peut réellement atteindre le zéro absolu, puisque tous se liquéfient avant d'atteindre cette température.

L'échelle des kelvins, aussi appelée « échelle des températures absolues », est une échelle parallèle à celle des degrés Celsius (voir les FIGURES 2.9 et 2.10). En effet, un intervalle de 1 °C équivaut à un intervalle de 1 K, mais les 0 de ces échelles se trouvent à un intervalle de 273 unités l'un de l'autre.

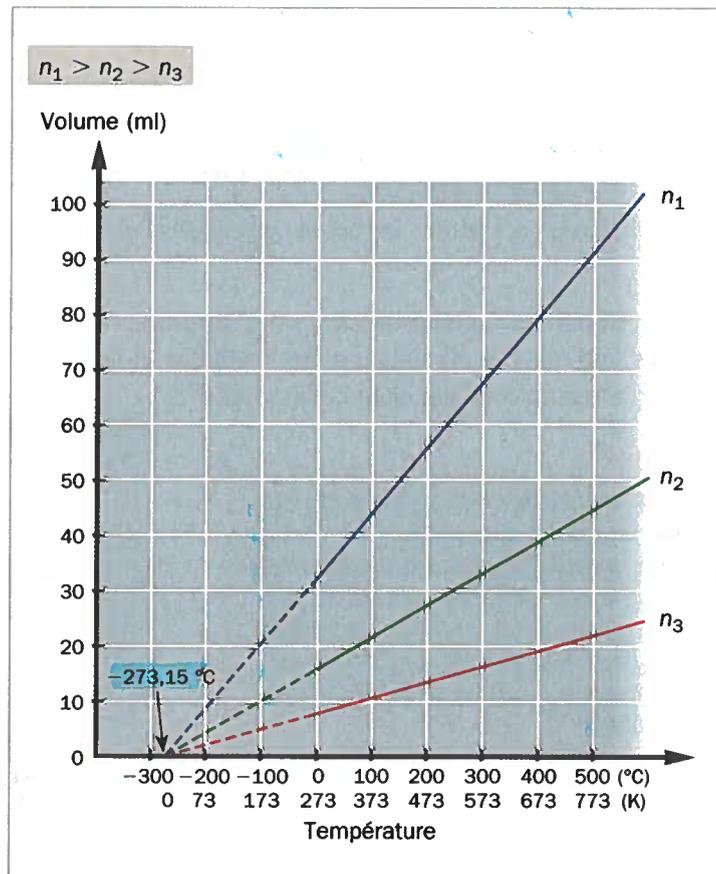
Comme les thermomètres usuels sont gradués en degrés Celsius, pour convertir une température d'une échelle à l'autre, il faut effectuer l'opération mathématique suivante:

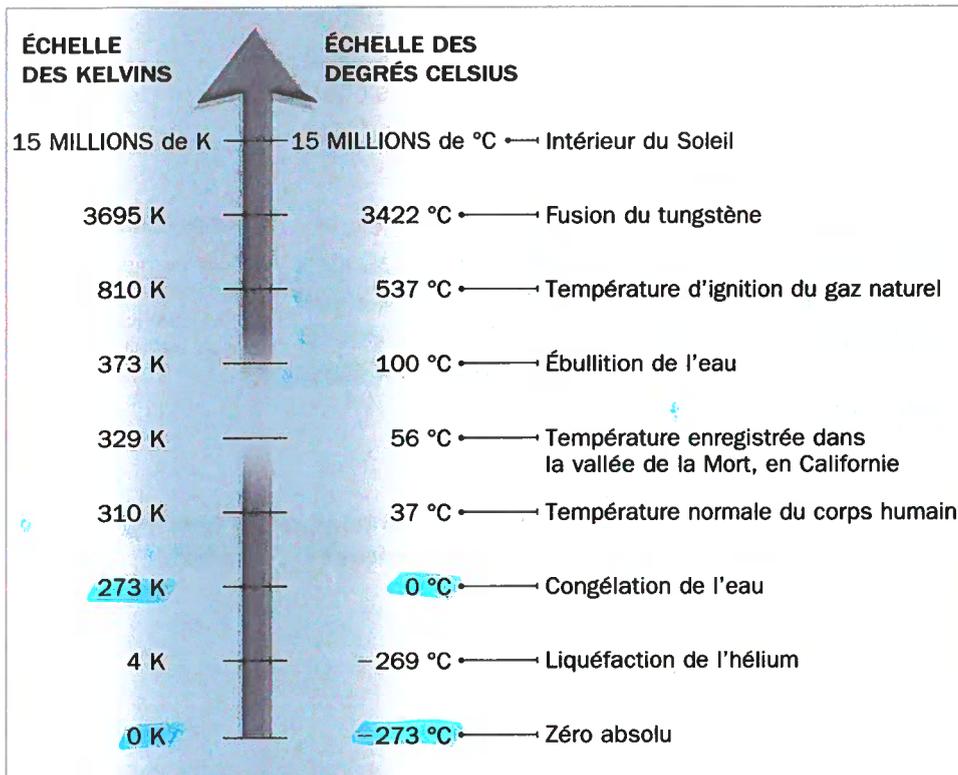


$$T(\text{en K}) = T(\text{en } ^\circ\text{C}) + 273$$

ne pas compter comme chiffre significatif car il fait parti d'une formule.

2.9 Le volume d'un gaz en fonction de la température pour des quantités différentes (n_1 , n_2 et n_3)





► 2.10 L'échelle des kelvins et l'échelle des degrés Celsius.

Après toutes ces considérations, nous pouvons maintenant énoncer la loi de Charles, qui résume la relation entre le volume et la température lorsque la pression et la quantité de gaz sont constantes.

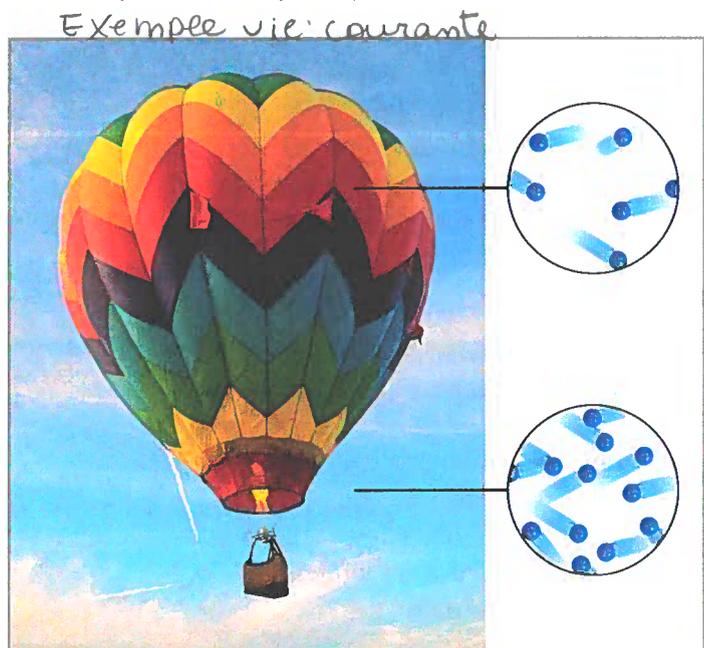
DÉFINITION

La **loi de Charles** indique que, à pression constante, le volume d'une certaine quantité de gaz est directement proportionnel à la température absolue. Lorsque la température augmente, le volume du gaz augmente ; lorsque la température diminue, le volume du gaz diminue.

La loi de Charles permet d'affirmer que, à pression constante, lorsque la température absolue d'un gaz double, son volume double lui aussi. Cette loi a été confirmée en 1802 par Louis Joseph Gay-Lussac (1778-1850). C'est pour cette raison qu'on l'appelle parfois la « loi de Gay-Lussac ».

Mathématiquement, cette relation s'écrit comme suit :

$$V \propto T \quad \text{OU} \quad \frac{V}{T} = \text{constante}$$



► 2.11 La loi de Charles permet de comprendre que, lorsqu'on chauffe l'air contenu dans une montgolfière, celle-ci se gonfle parce que l'espace entre les particules de gaz augmente. La masse volumique de l'air chaud devient alors plus petite que celle de l'air ambiant. Cette différence permet au ballon de s'envoler.

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

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

FORMULE

Relation entre le volume et la température d'un gaz

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

où

V_1 représente le volume initial (en ml ou en L)

T_1 représente la température initiale (en K)

V_2 représente le volume final (en ml ou en L)

T_2 représente la température finale (en K)

* P et n
doivent être
constantes.

EXEMPLE

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

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$V_2 = ?$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$V_1 = 75 \text{ ml}$$

$$T_1 = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 50 \text{ °C} + 273 = 323 \text{ K}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

Ne pas isoler, faire un produit croisé.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ d'où } V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

4 J'effectue les calculs.

$$V_2 = \frac{75 \text{ ml} \times 323 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 81,3 \text{ ml}$$

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

Puisque le volume est directement proportionnel à la température absolue, il est logique que, lorsqu'on augmente la température, le volume final soit plus grand que le volume initial.

Le volume du gaz sera donc de 81 ml.

Explication à l'aide de la théorie cinétique

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

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

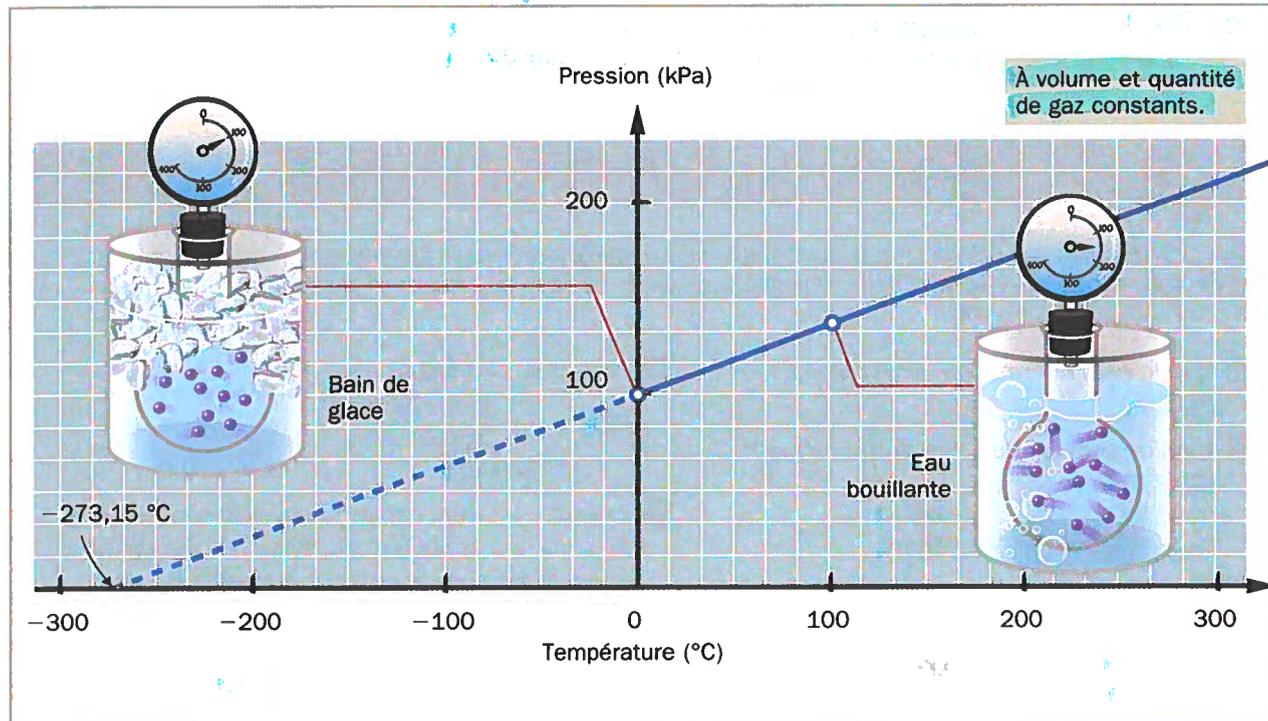
On peut aussi illustrer cette relation avec la comparaison des adolescents qui dansent. Par exemple, lorsqu'on augmente le rythme de la musique (la température), il y a plus de possibilités que les adolescents entrent en collision les uns avec les autres. Pour maintenir le nombre de collisions (la pression)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



La relation entre la pression et la température

Plusieurs scientifiques, dont Guillaume Amontons, Jacques Charles et Louis Joseph Gay-Lussac, se sont aussi interrogés sur la relation qui existe entre la pression et la température. Si on augmente la température d'un échantillon de gaz tout en maintenant son volume constant, on constate que la pression augmente. Cette relation est illustrée à la FIGURE 2.12.

2.12 La pression d'un gaz en fonction de la température



Si on extrapole la droite obtenue dans la FIGURE 2.12, on remarque qu'une pression nulle correspond à une température de $-273,15\text{ °C}$, ce qui confirme la notion du zéro absolu. L'utilisation de l'échelle des températures absolues (échelle Kelvin) est donc de mise pour établir une **relation directement proportionnelle** entre la pression et la température d'un échantillon de gaz, à volume constant.

DÉFINITION

La **relation entre la pression et la température** indique que, lorsque le volume demeure constant, la pression d'une certaine quantité de gaz est directement proportionnelle à la température absolue. Lorsqu'on chauffe un gaz, sa pression augmente; lorsqu'on le refroidit, sa pression diminue.

Mathématiquement, cette relation s'écrit comme suit:

$$P \propto T \quad \text{OU} \quad \frac{P}{T} = \text{constante}$$

La valeur de cette constante varie en fonction du volume et de la quantité de gaz utilisée.

Pour une même quantité de gaz et un volume constant, on peut comparer deux situations différentes à l'aide de la formule suivante :

FORMULE

Relation entre la pression et la température d'un gaz

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

où

P_1 représente la pression initiale (en kPa ou en mm Hg)

T_1 représente la température initiale (en K)

P_2 représente la pression finale (en kPa ou en mm Hg)

T_2 représente la température finale (en K)

* V et n doivent être constants.

EXEMPLE

Une bonbonne aérosol contient 75,0 ml de gaz aux conditions ambiantes de température et de pression. Quelle sera la pression de ce gaz si on chauffe la bonbonne jusqu'à 50,0 °C tout en gardant le volume et le nombre de particules de gaz constants ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$P_2 = ?$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$P_1 = 101,3 \text{ kPa}$$

$$T_1 = 25,0 \text{ °C} + 273 \\ = 298,0 \text{ K}$$

$$T_2 = 50,0 \text{ °C} + 273 \\ = 323,0 \text{ K}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{d'où } P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} \quad \text{au lieu d'isoler.}$$

4 J'effectue les calculs.

$$P_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 323,0 \text{ K}}{298,0 \text{ K}} \\ = 109,798 \text{ kPa}$$

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

Puisque la pression est directement proportionnelle à la température absolue, il est logique que, lorsqu'on augmente la température, la pression finale soit plus grande que la pression initiale.

La pression du gaz sera donc de 110 kPa.

Explication à l'aide de la théorie cinétique

Selon la théorie cinétique, la relation entre la pression et la température s'explique ainsi :

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

Si l'on revient à la comparaison avec les adolescents qui dansent, lorsque le rythme de la musique (la température) augmente, les risques de collisions (la pression) entre les danseurs augmentent également.





Exemple vie courante

La chimie au quotidien

LA PRESSION DANS LES PNEUS

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

La relation entre le volume et la quantité de gaz

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

L'hypothèse d'Avogadro

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

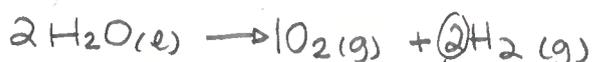
DÉFINITION

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

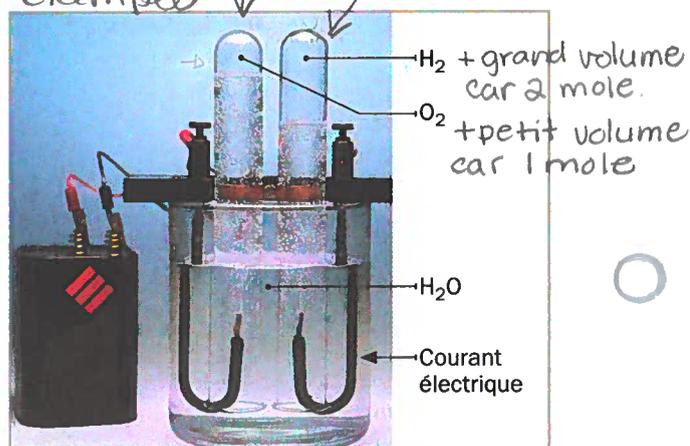
Étant donné que, à cette époque, Avogadro n'avait pas les ressources nécessaires pour prouver son hypothèse, elle tomba dans l'oubli et ne fut acceptée comme théorie qu'en 1860.

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

Electrolyse de l'eau



Exemple



► 2.13 La décomposition de l'eau produit toujours deux fois plus de dihydrogène (H_2) que de dioxygène (O_2).

ÉTYMOLOGIE

Hypothèse vient du mot grec *hypothesis*, qui signifie « base d'un raisonnement, supposition ».

utile pour identifier un gaz inconnu.

EXEMPLE

Un contenant de 1,0 L a une masse de 178,86 g lorsqu'il est vide. Quand on le remplit de diazote (N₂), on mesure une masse de 179,02 g. Lorsque le contenant contient un gaz inconnu, sa masse est de 179,04 g. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu ?

Calcul de la masse du diazote (m_{N₂})

$$179,02 \text{ g} - 178,86 \text{ g} = 0,16 \text{ g}$$

Calcul de la masse du gaz inconnu (m_x)

$$179,04 \text{ g} - 178,86 \text{ g} = 0,18 \text{ g}$$

Calcul du nombre de moles de diazote (M_{N₂})

$$M_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{n_{N_2}}, \text{ d'où } n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}}$$

$$n_{N_2} = \frac{0,16 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,0057 \text{ mol}$$

Selon l'hypothèse d'Avogadro (le volume est le même donc le nombre de mole sera aussi le même)

$$n_{N_2} = n_x = 0,0057 \text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu

$$M_x = \frac{m_x}{n_x} = \frac{0,18 \text{ g}}{0,0057 \text{ mol}} = 31,58 \text{ g/mol}$$

La masse molaire du gaz inconnu est de 32 g/mol.

Toutefois, cette information ne suffit pas pour identifier le gaz. Il faudrait pour cela la comparer à la masse molaire des gaz possibles.

on peut faire un produit croisé au lieu d'utiliser la formule.

$$\begin{matrix} 0,16 \text{ g} & \rightarrow & x \text{ mole} \\ 28,02 \text{ g} & \rightarrow & 1 \text{ mole} \end{matrix}$$

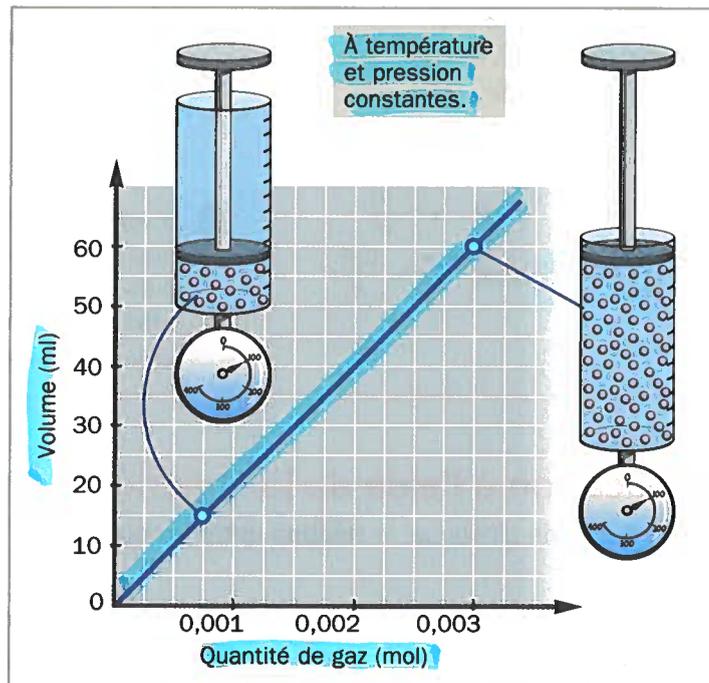
La loi d'Avogadro

L'hypothèse que fit Avogadro amena ce dernier à constater que, à température et pression constantes, plus la quantité de gaz augmente, plus le volume du gaz augmente. La relation directement proportionnelle qui s'observe entre le volume et la quantité de gaz s'appelle la « loi d'Avogadro ». La FIGURE 2.14 illustre cette relation.

DÉFINITION

La loi d'Avogadro indique que, à température et pression constantes, le volume d'un gaz est directement proportionnel au nombre de moles du gaz. Si on augmente la quantité de gaz, son volume augmente; si on diminue la quantité de gaz, son volume diminue.

2.14 Le volume d'un gaz en fonction de sa quantité



Mathématiquement, cette relation s'écrit comme suit:

$$V \propto n \quad \text{OU} \quad \frac{V}{n} = \text{constante}$$

Il est à noter que le rapport $\frac{V}{n}$ correspond également au volume molaire d'un gaz, comme nous le verrons un peu plus loin. La loi d'Avogadro nous permet donc de comprendre pourquoi le volume molaire varie selon les conditions de température et de pression.

Pour une température et une pression données, on peut comparer deux situations différentes à l'aide de la formule suivante :

FORMULE

Relation entre le volume et la quantité d'un gaz

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \text{ou}$$

V_1 représente le volume initial (en ml ou en L)
 n_1 représente la quantité de gaz initiale (en mol)
 V_2 représente le volume final (en ml ou en L)
 n_2 représente la quantité de gaz finale (en mol)

*
P et T
doivent
être constants

EXEMPLE

Un ballon de 7,50 L contient 9,82 g de dioxygène, aux conditions ambiantes de température et de pression. Quel sera le volume si on ajoute 4,21 g de diazote dans le ballon tout en gardant la pression et la température constantes ? +

1) Quelle est l'information recherchée ?

$$V_2 = ? \text{ L}$$

2) Quelles sont les données du problème ?

$$V_1 = 7,50 \text{ L } \text{3 C.S.}$$

$$m_{\text{O}_2} = 9,82 \text{ g } \text{3 C.S.}$$

$$m_{\text{N}_2} = 4,21 \text{ g } \text{3 C.S.}$$

3) Quelles formules contiennent les variables dont j'ai besoin ?

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{d'où} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \text{d'où} \quad V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$$

4) J'effectue les calculs.

Calcul du nombre de moles de chacun des gaz

$$n_{\text{O}_2} = \frac{9,82 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,307 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{4,21 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,150 \text{ mol}$$

on peut faire
un produit
croisé.

Calcul du volume final

$$n_1 = n_{\text{O}_2} = 0,307 \text{ mol}$$

$$n_2 = n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} = 0,307 \text{ mol} + 0,150 \text{ mol} = 0,457 \text{ mol}$$

$$V_2 = \frac{7,50 \text{ L} \times 0,457 \text{ mol}}{0,307 \text{ mol}} = 11,16 \text{ L}$$

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

Puisque le volume est directement proportionnel à la quantité de gaz, il est logique que, lorsqu'on augmente cette dernière, le volume final soit plus grand que le volume initial.

Le volume final est de 11,2 L. 3 C.S.

Explication à l'aide de la théorie cinétique

Selon la théorie cinétique, la relation entre le volume et la quantité de gaz s'explique ainsi :

- ▶ si on ajoute du gaz, il y a plus de particules, ce qui augmente le nombre de collisions. Conséquemment, le volume augmente afin de maintenir la pression constante;
- ▶ si on enlève du gaz, il y a moins de particules, ce qui diminue le nombre de collisions. Donc, le volume du gaz diminue afin de maintenir la pression constante.

Dans la comparaison des adolescents qui dansent, c'est comme si l'on invitait une seconde classe d'étudiants à venir danser. Pour que le nombre d'accrochages entre les danseurs demeure le même, il faut alors choisir un local deux fois plus grand.



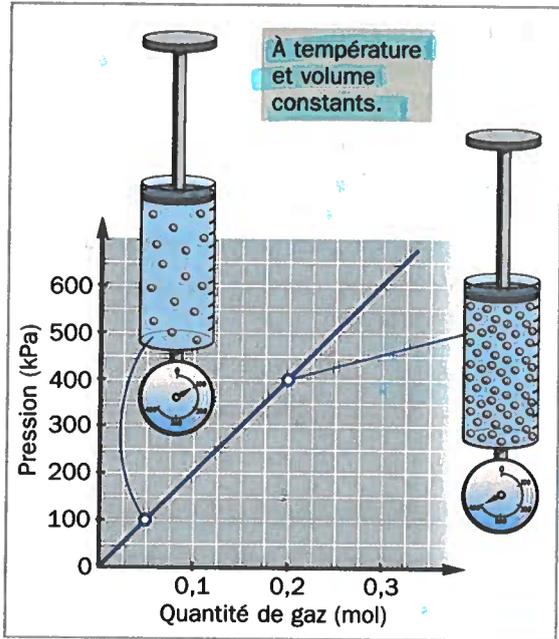
La relation entre la pression et la quantité de gaz

Il existe aussi une relation entre la quantité et la pression d'un gaz. Par exemple, lorsqu'on gonfle un pneu à plat, donc complètement vide, l'air qu'on y insuffle contribue d'abord à augmenter le volume de la chambre à air. La pression interne est alors égale à la pression atmosphérique, ce qui est conforme à la loi d'Avogadro. Cependant, à un certain moment, la chambre à air atteint son volume maximal. L'augmentation de la quantité de gaz entraîne alors une augmentation de la pression de l'air dans le pneu, son volume ne variant pratiquement plus. C'est ce que montre la FIGURE 2.15.

DÉFINITION

La relation entre la pression et la quantité de gaz indique que, à température et volume constants, la pression d'un gaz est directement proportionnelle au nombre de moles du gaz. Si on augmente la quantité de gaz, sa pression augmente; si on diminue la quantité de gaz, sa pression diminue.

2.15 La pression en fonction de la quantité de gaz



Mathématiquement, cette relation s'écrit comme suit:

$$P \propto n \quad \text{OU} \quad \frac{P}{n} = \text{constante}$$

Pour une température et un volume donnés, on peut comparer deux situations différentes à l'aide de la formule suivante:

FORMULE

Relation entre la pression et la quantité d'un gaz

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \quad \text{où}$$

- P_1 représente la pression initiale (en kPa, mm Hg ou atm)
- n_1 représente la quantité de gaz initiale (en mol)
- P_2 représente la pression finale (en kPa, mm Hg ou atm)
- n_2 représente la quantité de gaz finale (en mol)

* T et V doivent être constants

Exemple vie courante



La chimie au quotidien

LA PLONGÉE SOUS-MARINE

Lorsqu'une personne fait de la plongée sous-marine, elle se retrouve dans un milieu dans lequel la pression ambiante augmente avec la profondeur, ce qui entraîne plusieurs conséquences. Par exemple, au cours de la descente, le diazote de l'air se dissout de plus en plus dans le sang et les tissus de l'organisme. Il s'ensuit des picotements, des douleurs aux articulations et des difficultés à respirer. Si la personne remonte trop vite à la surface, le diazote dissous dans le sang formera des bulles qui ne pourront pas être éliminées par la respiration. Ces bulles prendront de l'expansion au fur et à mesure de la remontée, ce qui peut entraîner des complications très graves.

EXEMPLE

Une bonbonne contient 3,00 mol de gaz aux conditions ambiantes de température et de pression. Quelle quantité de gaz faut-il ajouter pour que la pression augmente de 150,0 kPa, tout en gardant la température constante ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

La quantité de gaz à ajouter, soit :

$$n_2 - n_1 = ?$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$n_1 = 3,00 \text{ mol } \text{3 C.S.}$$

$$P_1 = 101,3 \text{ kPa } \text{4 C.S.}$$

$$P_2 = 101,3 \text{ kPa} + 150,0 \text{ kPa} = 251,3 \text{ kPa}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \text{ d'où } n_2 = \frac{P_2 n_1}{P_1}$$

4 J'effectue les calculs.

Calcul de la quantité de gaz finale

$$n_2 = \frac{251,3 \text{ kPa} \times 3,00 \text{ mol}}{101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 7,44 \text{ mol}$$

Calcul de la quantité de gaz à ajouter

$$n_2 - n_1 = 7,44 \text{ mol} - 3,00 \text{ mol} = 4,44 \text{ mol } \text{3 C.S.}$$

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

La quantité de gaz à ajouter est de 4,44 mol.

Explication à l'aide de la théorie cinétique

Selon la théorie cinétique, la relation entre la pression et la quantité de gaz s'explique ainsi :

- ▶ si on ajoute du gaz, il y a plus de particules, ce qui augmente le nombre de collisions. Conséquemment, la pression augmente ;
- ▶ si on enlève du gaz, il y a moins de particules, ce qui diminue le nombre de collisions. Donc, la pression du gaz diminue.

Dans la comparaison des danseurs, c'est comme si l'on invitait une seconde classe d'étudiants à venir danser, sans changer de local. Ainsi, le nombre d'accrochages entre les danseurs augmentera.



Le volume molaire d'un gaz

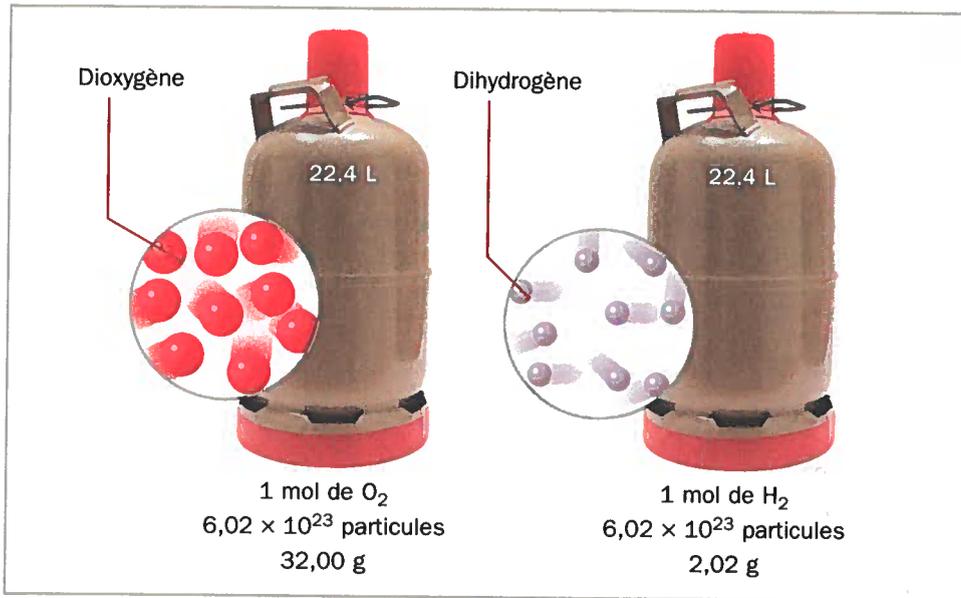
Selon la loi d'Avogadro, aux mêmes conditions de température et de pression, une mole de gaz, quelle que soit sa nature, occupe toujours le même volume.

L'espace qu'un gaz occupe ne dépend donc pas de sa nature. De grosses particules de gaz, comme celles du dioxygène, occupent le même volume que de petites particules, comme celles du dihydrogène (voir la FIGURE 2.16, à la page suivante).

Cela est possible parce que les particules de gaz sont très éloignées les unes des autres. Le volume des particules est donc négligeable par rapport à l'espace qu'elles occupent. Cette constatation a amené les scientifiques à déterminer le volume molaire d'un gaz.

DÉFINITION

Le volume molaire d'un gaz est le volume qu'occupe une mole de gaz, quelle que soit sa nature, à une température et une pression données. Le volume molaire s'exprime en L/mol.



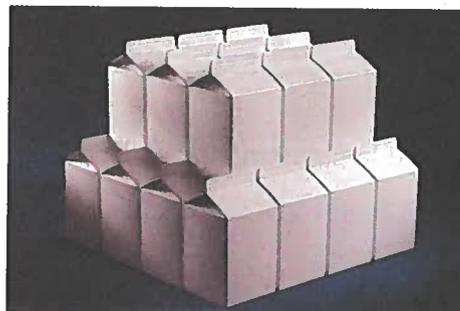
► **2.16** Comme 1 mol comporte $6,02 \times 10^{23}$ particules, alors 22,4 L d'un gaz à TPN contiennent toujours $6,02 \times 10^{23}$ particules. La seule chose qui diffère d'un gaz à un autre, c'est la masse.

Le TABLEAU 2.17 donne le volume molaire d'un gaz aux conditions normalisées de température et de pression.

Le volume molaire d'un gaz peut être utile pour convertir un nombre de moles ou une masse d'un certain gaz en unités de volume, ou vice versa, à condition que le gaz soit à TPN ou à TAPN. Nous verrons aussi, dans le chapitre 3 (voir la section 3.2), comment le volume molaire peut être utilisé pour effectuer des calculs stœchiométriques.

2.17 Le volume molaire d'un gaz aux conditions normalisées

Température et pression normales (TPN)	Température ambiante et pression normale (TAPN)
22,4 L/mol	24,5 L/mol



► **2.18** Le volume molaire d'un gaz est de 22,4 L/mol à TPN. Ce volume correspond à un peu plus de 22 cartons de 1 L.

EXEMPLE

Si un contenant renferme ^{3 C.S.} 58,2 L de dioxygène à TPN, combien y a-t-il de moles de ce gaz dans le contenant ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

58,2 L → ? mol

2 Quelle est la correspondance dont j'ai besoin ?

1 mol → 22,4 L (à TPN)

3 J'effectue un produit croisé.

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{58,2 \text{ L}}{? \text{ mol}}$$

4 J'effectue les calculs.

$$\frac{1 \text{ mol} \times 58,2 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 2,598 \text{ mol}$$

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

Il y a 2,60 mol de dioxygène dans un volume de 58,2 L. 3 C.S.

Exercices

2.1 Les lois simples des gaz

1 Parmi les quatre variables servant à étudier le comportement des gaz, laquelle correspond à chacune des caractéristiques énumérées ci-dessous ?

a) La vitesse des particules de gaz. _____

b) Les collisions entre les particules de gaz. _____

c) L'espace entre les particules de gaz. _____

d) Le nombre de particules de gaz. _____

2 Un ballon de 650 ml contient 0,43 g de méthane (CH_4) aux conditions ambiantes. Quelle est la valeur de chacune des quatre variables qui caractérisent ce gaz ?

Réponse: _____

3 À quelle valeur correspond la pression atmosphérique normale en mm Hg ?

760 mm de Hg

4 Précisez l'instrument qui permettrait de mesurer expérimentalement chacune des variables énumérées ci-dessous.

a) La température.

thermomètre

b) La pression.

manomètre (baromètre)

c) La quantité de gaz.

balance et ensuite convertir en mole avec le tableau périodique.

d) Le volume.

Seringue ou burette à gaz

- 5 À une température donnée, un échantillon de diazote exerce une certaine pression dans un contenant au volume variable. Si on triple le volume tout en gardant la température constante, qu'arrivera-t-il à la valeur de la pression? Expliquez votre réponse.

Comme la pression est inversement proportionnelle au volume, si on triple le volume, la pression sera trois fois plus petite.

- 6 Justin gonfle un ballon avec une certaine quantité de gaz jusqu'à ce que le ballon atteigne un volume de 550,0 ml à 100,8 kPa. Que deviendra la pression du ballon si Justin parvient à diminuer le volume jusqu'à 330,0 ml, tout en gardant la température constante?

$$P_1 = 100,8 \text{ kPa} \text{ (4)}$$

$$V_1 = 550,0 \text{ ml} \text{ (4)}$$

$$P_2 = ? \text{ kPa}$$

$$V_2 = 330,0 \text{ ml} \text{ (4)}$$

$$\frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{P_2 V_2}{V_2}$$

$$P_2 = \frac{100,8 \text{ kPa} \cdot 550,0 \text{ ml}}{330,0 \text{ ml}}$$

$$P_2 = 168,0 \text{ kPa} \text{ (4)}$$

Réponse: _____

- 7 Un gaz occupe un volume de 45 ml à une pression de 680 mm Hg. À température constante, quel sera le volume de ce gaz si on amène la pression à 120 kPa?

$$P_1 = 680 \text{ mm de Hg} \text{ (2)}$$

$$V_1 = 45 \text{ ml} \text{ (2)}$$

$$P_2 = 120 \text{ kPa} \text{ (2)}$$

$$V_2 = ? \text{ ml}$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{P_2 V_2}{P_2}$$

conversion en kPa

$$\begin{aligned} 101,3 \text{ kPa} &\rightarrow 760 \text{ mm de Hg} \\ x \text{ kPa} &\rightarrow 680 \text{ mm de Hg} \\ x &= 90,6 \text{ kPa} \text{ (3)} \end{aligned}$$

$$V_2 = \frac{90,6 \text{ kPa} \cdot 45 \text{ ml}}{120 \text{ kPa}}$$

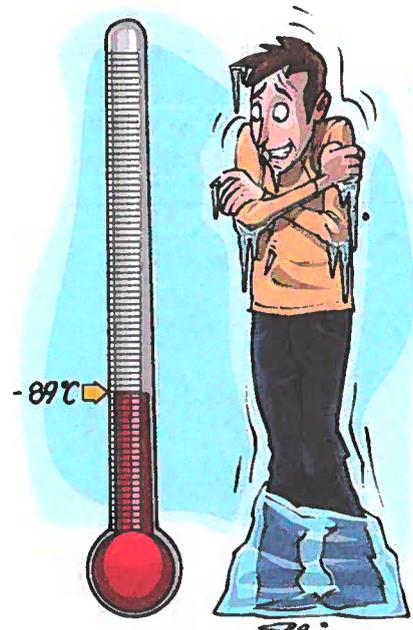
Réponse: _____

$$V_2 = 34 \text{ ml} \text{ (2)}$$

- 8 Gabrielle veut gonfler 500 ballons de 1200 ml avec de l'hélium, aux conditions ambiantes de température et de pression. Pour ce faire, elle utilise une bouteille d'hélium de 20,0 L. Quelle devra être la pression minimale dans la bouteille pour que Gabrielle parvienne à gonfler tous ses ballons ?

Réponse: _____

- 9 Les particules de gaz, comme celles de l'air ambiant, possèdent-elles encore de l'énergie cinétique en dessous de 0 °C ? Expliquez votre réponse.



- 10 Effectuez la conversion des unités de mesure pour les températures suivantes :

a) 50 K = -223 °C

b) -180 °C = 93 K

c) 277,0 °C = 550,0 K

d) 318 K = 45 °C

11 Pourquoi une température exprimée en kelvins ne peut-elle pas être négative?

L'échelle des Kelvin est une échelle de température absolue, donc 0K correspond à la température la plus basse qui puisse exister (-273°C)

12 Par une froide journée d'hiver, où règne une température de -20°C , Sandrine gonfle un ballon jusqu'à ce qu'il occupe un volume de 2,3 L. Elle décide d'amener le ballon à l'intérieur de la maison, où il fait 22°C . Si l'étiquette du fabricant indique que la capacité maximale du ballon est de 2,5 L, qu'arrivera-t-il au ballon dans ces nouvelles conditions? (On considère que la pression demeure constante.)

$$V_1 = 2,3 \text{ L}$$

$$T_1 = -20^{\circ}\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$$

$$V_2 = ? \text{ L}$$

$$T_2 = 22^{\circ}\text{C} + 273 = 295 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{2,3 \text{ L}}{253 \text{ K}} = \frac{V_2}{295 \text{ K}}$$

$$V_2 = 2,7 \text{ L}$$

Réponse: Le ballon va éclater car $2,7 \text{ L} > 2,5 \text{ L}$.

13 Carolina effectue une expérience afin d'évaluer la relation entre le volume et la température d'un gaz. Elle plonge une seringue contenant du dioxyde de carbone dans un bécher rempli d'eau glacée, dont la température est de $4,0^{\circ}\text{C}$. La seringue indique alors 82,5 ml. Après avoir chauffé le tout pendant 2 min, elle note un volume de 102,4 ml. Quelle température le thermomètre indique-t-il alors?

$$V_1 = 82,5 \text{ ml} \text{ (3)}$$

$$T_1 = 4,0^{\circ}\text{C} + 273 = 277,0 \text{ K} \text{ (4)}$$

$$V_2 = 102,4 \text{ ml} \text{ (5)}$$

$$T_2 = ? \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{82,5 \text{ ml}}{277,0 \text{ K}} = \frac{102,4 \text{ ml}}{T_2}$$

$$T_2 = 344 \text{ K}$$

$$344 - 273 = 71^{\circ}\text{C}$$

Réponse: _____

- 14 La cryogénie est l'étude du comportement de la matière à très basse température. Grâce aux découvertes liées à la cryogénie, il est maintenant possible de conserver des cellules ou de récupérer des gaz nuisibles pour l'environnement. Quelle est la pression exercée par un gaz à $-123\text{ }^{\circ}\text{C}$ si on mesure une pression de 92 kPa à $27\text{ }^{\circ}\text{C}$?

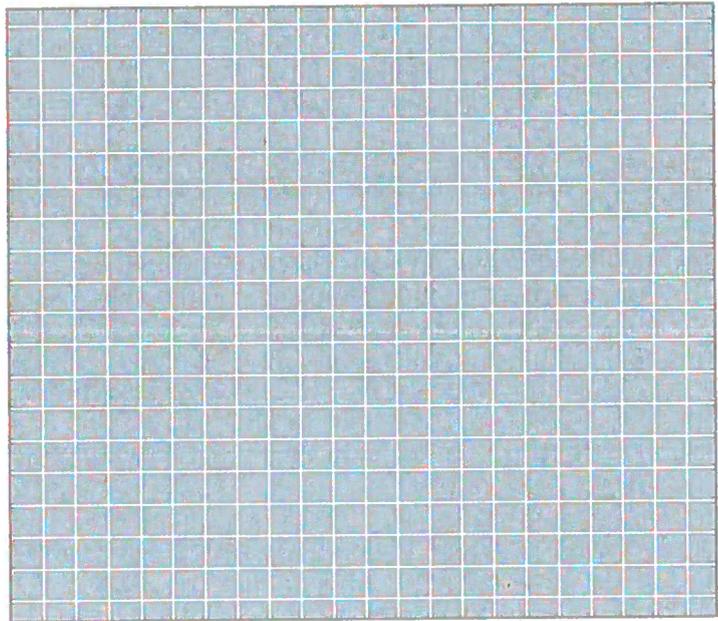
$$\begin{aligned}
 P_1 &= 92\text{ kPa} \text{ (1)} \\
 T_1 &= 27\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 300\text{ K} \text{ (1)} \\
 P_2 &= ?\text{ kPa} \\
 T_2 &= -123\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 150\text{ K} \text{ (1)} \\
 \frac{P_1}{T_1} &= \frac{P_2}{T_2} \quad \frac{92\text{ kPa}}{300\text{ K}} = \frac{P_2}{150\text{ K}} \\
 P_2 &= 50\text{ kPa}
 \end{aligned}$$

Réponse : _____

- 15 Remplissez le tableau ci-dessous, qui présente les données recueillies par un étudiant. À l'aide d'un diagramme, démontrez, dans l'espace ci-contre, qu'il existe une relation directement proportionnelle entre la pression et la température.

La pression d'un gaz en fonction de la température

Température (en $^{\circ}\text{C}$)	Pression (en kPa)
5,0	100,0
15,0	
25,0	
35,0	
45,0	



Réponse : _____

- 16 Tôt le matin, alors que la température est de $10\text{ }^\circ\text{C}$ et la pression atmosphérique, de 101 kPa , Jean-Sébastien mesure la pression de l'air dans les pneus de sa voiture avec une jauge à pression relative. Il note alors une valeur de 240 kPa . Quelle valeur indiquerait la jauge si la température augmentait de $12\text{ }^\circ\text{C}$ et que la pression atmosphérique demeurait constante? $10+12=22\text{ }^\circ\text{C}$
donc on n'en tiendra pas compte.

$$P_1 = 240\text{ kPa}$$

$$T_1 = 10\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 283\text{ K}$$

$$P_2 = ?\text{ kPa}$$

$$T_2 = 22\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 295\text{ K}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{240\text{ kPa}}{283\text{ K}} \Rightarrow \frac{P_2}{295\text{ K}}$$

$$P_2 = 250\text{ kPa}$$

Réponse: _____

- 17 Un ballon de verre vide de $2,0\text{ L}$ a une masse de $385,3\text{ g}$. Lorsqu'il est rempli de dioxygène, on note alors une masse de $388,0\text{ g}$. En vidant le ballon et en le remplissant d'un gaz inconnu, aux mêmes conditions de température et de pression, on note une masse de $389,0\text{ g}$.

a) Quelle est la masse molaire du gaz inconnu?

? g pour 1 mole

même volume

donc même nombre de mol (Avogadro)

$m_{O_2} = \text{masse du ballon avec } O_2 - \text{masse du ballon vide}$

$$m_{O_2} = 388,0\text{ g} - 385,2\text{ g} = 2,7\text{ g}$$

$$m_{X} = 389,0\text{ g} - 385,2\text{ g} = 3,7\text{ g}$$

calcul du nombre de mole de O_2

$$\frac{32,00\text{ g}}{2,7\text{ g}} \Rightarrow \frac{1\text{ mole}}{x\text{ mole}} \quad x = 0,084\text{ mole}$$

$$n_{O_2} = n_x = 0,084\text{ mole}$$

calcul de la masse molaire du gaz inconnu.

$$3,7\text{ g} \rightarrow 0,084\text{ mole} \quad 44\text{ g/mol}$$

Réponse: $x\text{ g} \rightarrow 1\text{ mole}$

b) Quel est le gaz inconnu parmi les gaz suivants: CH_4 , N_2 , CO_2 , SO_2 ?

CO_2

- 18 Une erreur s'est glissée lors de la livraison de quatre bouteilles contenant chacune un gaz différent : du CO_2 , du CH_4 , du O_2 et du N_2 . Pour les démêler, la technicienne utilise un ballon étalon de 3 L, qui pèse 250,0 g. Elle le remplit de dihydrogène et note une masse de 253,6 g. Elle le vide, puis elle le remplit de nouveau avec l'un des gaz inconnus. Le ballon a alors une masse de 307,2 g. Lequel des gaz inconnus se trouve dans le ballon ?

$$m_{\text{H}_2} = 253,6 \text{ g} - 250,0 \text{ g} = 3,6 \text{ g}$$

$$m_{\text{inc}} = 307,2 \text{ g} - 250,0 \text{ g} = 57,2 \text{ g}$$

Calcul du nombre de mole de H_2

$$\begin{array}{l} 2,02 \text{ g} \xrightarrow{\quad} 1 \text{ mole} \\ 3,6 \text{ g} \xrightarrow{\quad} x \text{ mole} \end{array} \quad x = 1,8 \text{ mole}$$

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{inc}} = 1,8 \text{ mole}$$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu

$$\begin{array}{l} 57,2 \text{ g} \xrightarrow{\quad} 1,8 \text{ mole} \\ x \text{ g} \xrightarrow{\quad} 1 \text{ mole} \end{array} \quad 32 \text{ g/mol} \text{ donc } \text{O}_2$$

Réponse : _____

- 19 À une température de 25 °C, 4,0 mol de gaz occupent un volume de 2,8 L. Comment devrait-on modifier la quantité de gaz pour amener le volume à 1,2 L ? Précisez la quantité de gaz qu'il faudra **ajouter ou enlever**.

$$n_1 = 4,0 \text{ mole}$$

$$V_1 = 2,8 \text{ L}$$

$$n_2 = ? \text{ mole}$$

$$V_2 = 1,2 \text{ L}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{2,8 \text{ L}}{4,0 \text{ mol}} = \frac{1,2 \text{ L}}{n_2} \quad n_2 = 1,7 \text{ mol}$$

$$4,0 - 1,7 = 2,3 \text{ mole à enlever}$$

Réponse : _____

- 20 Un ballon, contenant 7,00 g de N_2 , occupe un volume de 5,25 L. Quel sera le volume du ballon si on ajoute 1,75 mol de gaz à température et pression constantes?

$$n_1 = \frac{7,00 \text{ g}}{28,02 \text{ g}} \times 1 \text{ mole} = 0,250 \text{ mole}$$

$$V_1 = 5,25 \text{ L}$$

$$n_2 = 0,250 + 1,75 = 2,00 \text{ mole}$$

$$V_2 = ?$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \frac{5,25 \text{ L}}{0,250 \text{ mole}} = \frac{V_2}{2,00 \text{ mole}}$$

$$V_2 = 42,0 \text{ L}$$

Réponse: _____

- 21 Une seringue, qui indique un volume de 35,0 ml, contient 0,200 mol de gaz. Quel sera le nouveau volume si on ajoute le double des particules de gaz dans la seringue?

$$V_1 = 35,0 \text{ ml} \text{ (3)}$$

$$n_1 = 0,200 \text{ mole} \text{ (3)}$$

$$V_2 = ?$$

$$n_2 = 0,200 + 0,400 = 0,600 \text{ mole} \text{ (3)}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{35,0 \text{ ml}}{0,200 \text{ mole}} = \frac{V_2}{0,600 \text{ mole}}$$

$$V_2 = 105 \text{ ml} \text{ (3)}$$

Réponse: _____

22 Combien de moles de gaz contient un échantillon de 115 L à TPN?

$$\begin{array}{l} \text{1 mole de gaz à TPN} \longrightarrow 22,4 \text{ L} \\ X \qquad \qquad \qquad \longleftarrow \text{115 L} \end{array}$$

$$X = 5,13 \text{ mole}$$

Réponse: _____

23 À la température ambiante et à la pression atmosphérique normale, Céline recueille 20,5 g de dioxyde de soufre (SO_2). Quel volume occupe ce gaz?

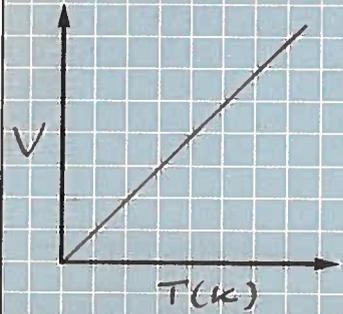
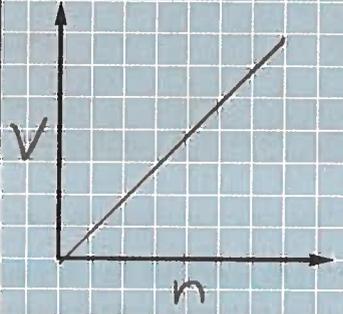
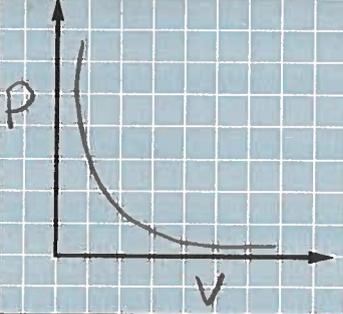
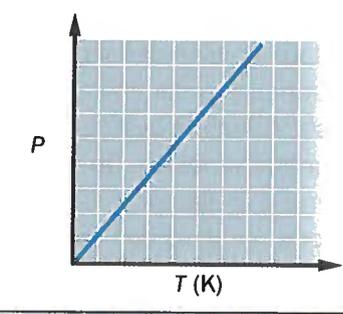
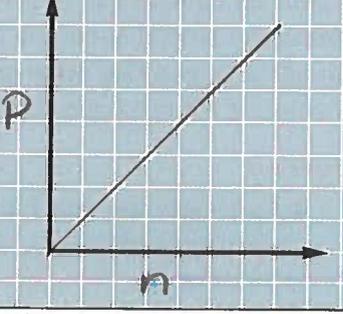
$$\begin{array}{l} 20,5 \text{ g} \longrightarrow x \text{ mole} \\ 64,07 \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ mole} \end{array} \qquad X = 0,320 \text{ mole}$$

$$\begin{array}{l} \text{1 mole de gaz à TPN} \longrightarrow 24,5 \text{ L} \\ 0,320 \text{ mole} \qquad \qquad \longleftarrow V \end{array}$$

$$V = 7,84 \text{ L}$$

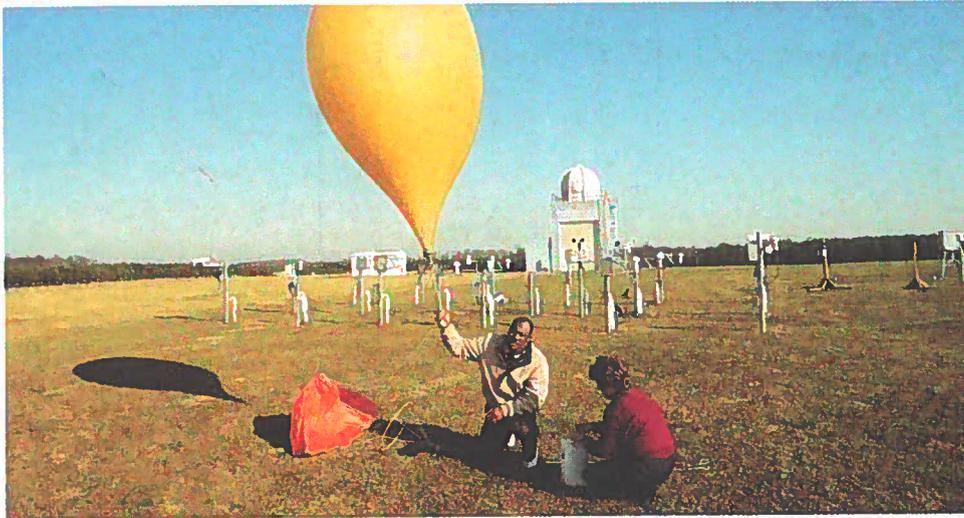
Réponse: _____

24 Remplissez le tableau ci-dessous.

Variables en relation	Variables qui ne doivent pas varier	Formule	Graphique
V et T Directement prop.	P et n	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ * T doit être en K	
V et n Dir. prop.	P et T	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$ * n doit être en mole	
P et V inv. prop.	T et n	$P_1 V_1 = P_2 V_2$	
P et T dir. prop.	V et n	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ * T doit être en K.	
P et n dir. prop.	V et T	$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$ * n doit être en mole.	

© ERPI Reproduction interdite

La loi générale des gaz



► **2.19** Avant de lancer un ballon destiné à des observations scientifiques, il faut tenir compte des variations de température, de volume et de pression.

Le TABLEAU 2.20 présente les cinq formules qui résument les lois simples des gaz.

2.20 Les formules des lois simples des gaz

Loi	Formule
Relation entre la pression et le volume	$P_1V_1 = P_2V_2$
Relation entre le volume et la température	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Relation entre la pression et la température	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
Relation entre le volume et la quantité de gaz	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$
Relation entre la pression et la quantité de gaz	$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$

Les lois simples des gaz permettent de prédire l'effet d'une variable du comportement gazeux sur une autre. Néanmoins, lorsque plus de deux variables sont en cause, comme à la FIGURE 2.19, il devient utile d'avoir une formule qui regroupe les quatre variables. On pourrait alors, par exemple, prévoir quel serait le nouveau volume d'un gaz si on triplait sa température absolue, si on quadruplait sa quantité et si on diminuait sa pression de moitié.

Comme la pression et le volume sont directement proportionnels à la température, on peut en déduire que le produit de la pression par le volume serait lui aussi directement proportionnel à la température. On peut faire la même déduction avec la quantité de gaz. Ces observations mènent à établir une relation entre les quatre variables : c'est la loi générale des gaz.

DÉFINITION

La **loi générale des gaz** met en relation la pression, le volume, la température et la quantité de gaz en comparant une situation initiale avec une situation finale.

Truc pour isoler on multiplie en croisé

$$P_1 V_1 n_2 T_2 = P_2 V_2 n_1 T_1 \text{ et ensuite on isole}$$

Cette loi s'exprime par la formule mathématique suivante: *notre variable*

FORMULE

Loi générale des gaz

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \text{ où}$$

- P_1 représente la pression initiale (en kPa, en mm Hg ou en atm)
- V_1 représente le volume initial (en ml ou en L)
- n_1 représente la quantité de gaz initiale (en mol)
- T_1 représente la température initiale (en K)
- P_2 représente la pression finale (en kPa, en mm Hg ou en atm)
- V_2 représente le volume final (en ml ou en L)
- n_2 représente la quantité de gaz finale (en mol)
- T_2 représente la température finale (en K)

Formule donnée à l'examen

problème avec 4 variables

EXEMPLE

Aux conditions ambiantes de température et de pression, 3,00 mol de gaz occupent un volume de 75,0 ml. Quelle sera la pression obtenue si on chauffe le tout jusqu'à 50,0 °C tout en ajoutant 1,00 mol de gaz et en diminuant le volume jusqu'à 20,0 ml?

- 1 Quelle est l'information recherchée?
 $P_2 = ?$
- 2 Quelles sont les données du problème?
 $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$
 $V_1 = 75,0 \text{ ml}$
 $n_1 = 3,00 \text{ mol}$
 $T_1 = 25,0 \text{ °C} + 273 = 298,0 \text{ K}$
 $V_2 = 20,0 \text{ ml}$
 $n_2 = 3,00 \text{ mol} + 1,00 \text{ mol} = 4,00 \text{ mol}$
 $T_2 = 50,0 \text{ °C} + 273 = 323,0 \text{ K}$
- 3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin?
 $\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$ d'où $P_2 = \frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 V_2}$
- 4 J'effectue les calculs.

$$P_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 75,0 \text{ ml} \times 4,00 \text{ mol} \times 323,0 \text{ K}}{3,00 \text{ mol} \times 298,0 \text{ K} \times 20,0 \text{ ml}}$$

$$= 548,99 \text{ kPa}$$
- 5 Je vérifie ma réponse et je réponds à la question.
La pression obtenue sera de 549 kPa.

Voyons un autre exemple d'application de la loi générale des gaz.

algèbre

EXEMPLE

Reprenons l'exemple présenté au début de la section : quel serait le nouveau volume d'un gaz si on triplait sa température absolue, si on quadruplait sa quantité et si on diminuait de moitié sa pression, en supposant un volume initial de 250 ml?

- 1 Quelle est l'information recherchée?
 $V_2 = ?$
- 2 Quelles sont les données du problème?
 $P_1 = x$
 $V_1 = 250 \text{ ml}$
 $n_1 = y$
 $T_1 = z$
 $P_2 = \frac{1}{2}x$
 $n_2 = 4y$
 $T_2 = 3z$
- 3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin?
 $\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$ d'où $V_2 = \frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 P_2}$
- 4 J'effectue les calculs.

$$V_2 = \frac{x \times 250 \text{ ml} \times 4y \times 3z}{y \times z \times \frac{1}{2}x}$$

$$= 6000 \text{ ml ou } 6,00 \text{ L}$$
- 5 Je vérifie ma réponse et je réponds à la question.
Le nouveau volume serait de $6,00 \times 10^3 \text{ ml}$ ou 6,00 L.

En se servant de la loi générale des gaz, on peut déduire toutes les lois simples déjà étudiées, mais aussi plusieurs autres. En effet, si une ou plusieurs caractéristiques demeurent constantes, on peut simplifier la formule en éliminant les variables qui correspondent à ces caractéristiques constantes.

Par exemple, si la température et la quantité de gaz demeurent constantes, on les élimine dans la formule comme ceci :

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

On obtient alors la formule suivante : $P_1 V_1 = P_2 V_2$, qui constitue la loi de Boyle-Mariotte.

On peut aussi déduire des formules à trois variables. Par exemple, si la quantité de gaz demeure constante, on obtient la formule suivante :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Voici un exemple de calcul dans lequel une des variables reste constante.

Problème avec 3 variables

EXEMPLE

Une bonbonne de plongée de 12,0 L contient de l'air à une pression de 24 000 kPa et à une température de 30,0 °C. Quel volume de gaz peut être libéré sous l'eau, à un endroit où la pression équivaut à 450 kPa et où la température est de 20,0 °C ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$V_2 = ?$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$P_1 = 24\,000 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 12,0 \text{ L}$$

$$T_1 = 30,0 \text{ °C} + 273 = 303,0 \text{ K}$$

$$P_2 = 450 \text{ kPa}$$

$$T_2 = 20,0 \text{ °C} + 273 = 293,0 \text{ K}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

Puisque la quantité de gaz est constante :

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \quad \text{d'où} \quad V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$$

4 J'effectue les calculs.

$$V_2 = \frac{24\,000 \text{ kPa} \times 12,0 \text{ L} \times 293,0 \text{ K}}{303,0 \text{ K} \times 450 \text{ kPa}}$$

$$= 618,9 \text{ L}$$

Puisqu'il n'est pas possible de vider complètement la bonbonne :

$$618,9 \text{ L} - 12,0 \text{ L} = 606,9 \text{ L}$$

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

Un volume d'air de 607 L peut être libéré sous l'eau.

Exercices

2.2 La loi générale des gaz

 Nous avons étudié plusieurs lois simples dans ce chapitre. Toutefois, certaines d'entre elles n'ont pas été abordées, comme la relation entre la température et la quantité de gaz.

a) D'après vous, quelle est la relation qui existe entre la température et la quantité de gaz, si on garde la pression et le volume constants? Expliquez votre réponse en vous basant sur la théorie cinétique des gaz.

b) Quelle formule représente cette relation?

2 Un ballon, qui contient 0,300 mol de dioxyde de carbone, occupe un volume de 2,50 L à une température de $-173,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ et à une pression de 90,0 kPa. Quelle sera la pression si on double la quantité de gaz, qu'on augmente le volume de 4,00 L et qu'on chauffe le tout jusqu'à $27,0\text{ }^{\circ}\text{C}$?

$$P_1 = 90,0 \text{ kPa} \text{ (3)}$$

$$V_1 = 2,50 \text{ L} \text{ (3)}$$

$$n_1 = 0,300 \text{ mole} \text{ (3)}$$

$$T_1 = -173,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 100,0 \text{ K} \text{ (4)}$$

$$P_2 = ? \text{ kPa}$$

$$V_2 = 2,50 \text{ L} + 4,00 \text{ L} = 6,50 \text{ L} \text{ (3)}$$

$$n_2 = 0,300 \text{ mole} \times 2 = 0,600 \text{ mole} \text{ (3)}$$

$$T_2 = 27,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 300,0 \text{ K} \text{ (4)}$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{V_2 n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2 n_1 T_1}{V_2 n_1 T_1}$$

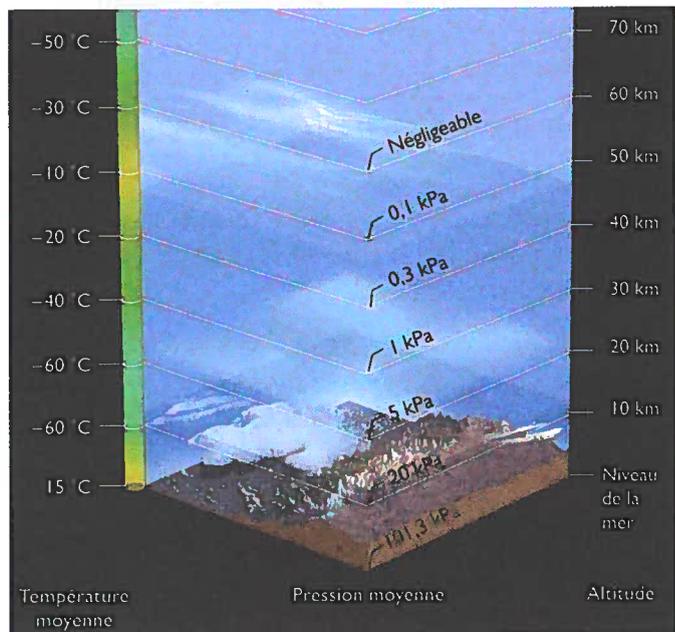
$$P_2 = \frac{90,0 \cdot 2,50 \cdot 0,600 \cdot 300,0}{6,50 \cdot 0,300 \cdot 100,0}$$

$$P_2 = 208 \text{ kPa} \text{ (3)}$$

Réponse: _____

3 Les ballons-sondes, utilisés pour effectuer des mesures météorologiques, sont conçus pour atteindre leur volume maximal et éclater à une certaine altitude. Les météorologues peuvent alors récupérer leurs instruments et enregistrer les mesures effectuées. La figure ci-contre montre la température et la pression qui règnent dans les premiers kilomètres d'altitude de l'atmosphère.

Si on utilise un ballon ayant un volume maximal de 120 000 L, et que les conditions au sol sont de 22,4 °C et de 102,6 kPa, quel volume d'hélium faut-il injecter dans le ballon au départ pour qu'il atteigne son volume maximal à 10 km d'altitude?



$$\begin{aligned}
 P_1 &= 102,6 \text{ kPa} \text{ (4)} \\
 T_1 &= 22,4^\circ\text{C} + 273 = 295,4 \text{ K} \text{ (4)} \\
 V_1 &= ? \text{ L} \\
 P_2 &= 20 \text{ kPa} \text{ (1)} \\
 T_2 &= -60^\circ\text{C} + 273 = 213 \text{ K} \text{ (3)} \\
 V_2 &= 120\,000 \text{ L} \text{ (2)}
 \end{aligned}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 T_2}$$

$$V_1 = \frac{20 \cdot 120\,000 \cdot 295,4}{102,6 \cdot 213}$$

$$V_1 = 32\,441 \text{ L}$$

Réponse: _____

donc $3 \times 10^4 \text{ L}$ (1)

4 Un gaz occupe un volume de 64,2 L à une température et une pression données. Quel sera le volume de ce gaz si on diminue la température absolue de moitié, qu'on quadruple la pression et qu'un tiers des particules s'échappent du contenant?

$$\begin{aligned}
 P_1 &= x \\
 V_1 &= 64,2 \text{ L} \text{ (3)} \\
 n_1 &= y \\
 T_1 &= z \\
 P_2 &= 4x \\
 V_2 &= ? \\
 n_2 &= \frac{2}{3}y \\
 T_2 &= \frac{1}{2}z
 \end{aligned}$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{P_2 n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2 n_1 T_1}{P_1 n_2 T_2}$$

$$V_2 = \frac{x \cdot 64,2 \cdot \frac{2}{3}x \cdot \frac{1}{2}z}{4x \cdot y \cdot z} = 5,35 \text{ L} \text{ (3)}$$

Réponse: _____

5 Un ballon contenant 134,4 g de dioxygène est relié à un manomètre qui indique une pression de 85,00 kPa. Quelle sera la pression mesurée si on ajoute 207,2 g de diazote, qu'on double la température absolue et qu'on diminue le volume au tiers de sa valeur?

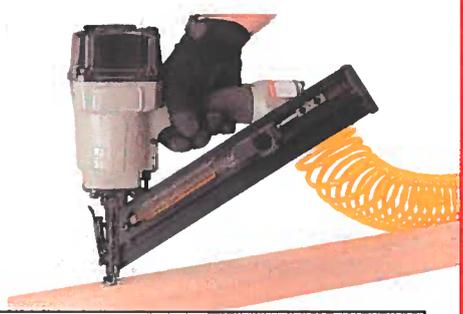
O_2 134,4 g \rightarrow x mole $n_1 = 4,200 \text{ mole} \text{ (4)}$
 32,00g \rightarrow 1 mole $P_1 = 85,00 \text{ kPa} \text{ (4)}$
 $x = 4,200 \text{ mole}$
 $T_1 = X$
 $V_1 = Y$

N_2 207,2g \rightarrow x mole $n_2 = 7,395 + 4,200 = 11,595 \text{ mole} \text{ (5)}$
 28,02g \rightarrow 1 mole $P_2 = ?$
 $x = 7,395 \text{ mole}$
 $T_2 = 2X$
 $V_2 = \frac{1}{3}Y$

$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$ $\frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{V_2 n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2 n_1 T_1}{V_2 n_1 T_1}$ $P_2 = \frac{85,00 \cdot X \cdot 11,595 \cdot 2X}{\frac{1}{3}X \cdot 4,200 \cdot X}$
 $P_2 = 1408 \text{ kPa} \text{ (4)}$

Réponse: _____

~~Ne pas faire~~ Les gaz comprimés sont très utiles. Par exemple, un compresseur à air peut actionner certains outils, comme la cloueuse illustrée ci-contre. Quel volume d'air serait-il nécessaire d'ajouter aux conditions ambiantes pour que la pression interne d'un réservoir de 20,00 L soit de 2645 kPa?



(Faint handwritten notes and calculations are visible in this area)

Réponse: _____

Ne pas faire
 © ERPI Reproduction interdite

La loi des gaz parfaits

Nous avons vu que la loi générale des gaz est utile pour comparer une situation initiale avec une situation finale. Cependant, lorsqu'on veut déterminer les caractéristiques d'un gaz à un moment précis, comme à la FIGURE 2.21, on doit modifier cette formule de la façon suivante :

$$\frac{PV}{nT} = \text{constante}$$

La constante se symbolise par la lettre R . On peut calculer la valeur de cette constante en utilisant le volume molaire d'un gaz à TPN. Ainsi :

$$R = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} = 8,31 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

Les scientifiques ont déterminé avec plus de précision que la valeur de cette constante est de $8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$. C'est cette valeur que nous utiliserons dans les calculs effectués dans cet ouvrage. Cette constante porte également le nom de « constante des gaz parfaits ».

Constante des gaz parfaits : $8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$

Qu'entend-on par « gaz parfait » ? Il s'agit d'un gaz qui, théoriquement, répond à toutes les lois des gaz et dont le comportement peut être expliqué par la théorie cinétique.

DÉFINITION

Un **gaz parfait** est un gaz qui répond aux caractéristiques suivantes :

- ▶ ses particules n'ont aucune interaction entre elles;
- ▶ ses particules rebondissent sans aucune perte d'énergie (leurs collisions sont parfaitement élastiques);
- ▶ on peut abaisser sa température jusqu'à 0 K sans qu'il se liquéfie.

La constante des gaz parfaits nous permet d'énoncer la loi des gaz parfaits.

DÉFINITION

La **loi des gaz parfaits** met en relation la pression, le volume, la température et la quantité de gaz à un moment donné. Afin d'établir une égalité, on utilise une constante, symbolisée par la lettre R .

La forme la plus courante de cette loi est la suivante :

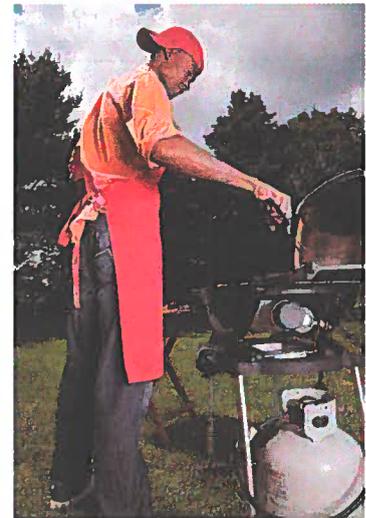
FORMULE

Loi des gaz parfaits

$$PV = nRT \quad \text{où}$$

- P représente la pression (en kPa)
- V représente le volume (en L)
- n représente la quantité de gaz (en mol)
- R représente la constante des gaz (en $\text{kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$)
- T représente la température (en K)

Lorsqu'on étudie un gaz quelconque, on peut déterminer si son comportement se rapproche de celui d'un gaz parfait en calculant la constante R à partir des valeurs de autres variables de ce gaz. En effet, plus la valeur calculée se rapproche de la valeur théorique, plus le gaz étudié se comporte comme un gaz parfait.



- ▶ **2.21** Pour déterminer la quantité de gaz présente dans une bouteille de propane à un moment précis, il faut tenir compte du volume, de la température et de la pression du gaz.

Les unités sont obligatoires à cause de la constante des gaz parfaits R .

Un gaz parfait n'existe pas dans la réalité. Toutefois, le comportement des « gaz réels » se rapproche de celui d'un gaz parfait à haute température et à basse pression. En effet, à haute température, et dans la mesure où le volume est variable, les particules se dispersent très rapidement, ce qui a pour conséquence de les éloigner les unes des autres. De plus, à basse pression, le nombre de collisions entre les particules est plus faible. Quand ces deux conditions sont réunies, les interactions entre les particules de gaz sont donc réduites au minimum.

Le TABLEAU 2.22 démontre que certains gaz se rapprochent plus d'un gaz parfait que d'autres, si l'on considère leur volume molaire à TPN.

2.22 Le volume molaire de différents gaz à TPN

Gaz	Volume molaire (en L/mol)
Argon (Ar)	22,09
Dioxyde de carbone (CO ₂)	22,31
Gaz parfait	22,40
Diazote (N ₂)	22,40
Dioxygène (O ₂)	22,40
Hélium (He)	22,41
Dihydrogène (H ₂)	22,42

EXEMPLE

Quelle est la pression de 0,3000 mol de gaz dans un contenant de 500,0 ml à une température de 20,0 °C ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$P = ? \text{ kPa}$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$V = 500,0 \text{ ml} = 0,5000 \text{ L}$$

$$n = 0,3000 \text{ mol}$$

$$T = 20,0 \text{ °C} + 273 = 293,0 \text{ K}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$PV = nRT \quad \text{d'où} \quad P = \frac{nRT}{V}$$

4 J'effectue les calculs.

$$P = \frac{0,3000 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 293,0 \text{ K}}{0,5000 \text{ L}}$$

$$= 1461,6 \text{ kPa}$$

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

Dans ces conditions, la pression du gaz est de 1462 kPa.

La loi des gaz parfaits permet de calculer le volume molaire d'un gaz à n'importe quelles conditions de température et de pression, comme le montre l'exemple suivant.

EXEMPLE

Quel est le volume molaire d'un gaz à une température de -15,0 °C et une pression de 85,0 kPa ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$\frac{V}{n} = ? \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$T = -15,0 \text{ °C} + 273 = 258,0 \text{ K}$$

$$P = 85,0 \text{ kPa}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$PV = nRT \quad \text{d'où} \quad \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

4 J'effectue les calculs.

$$\frac{V}{n} = \frac{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 258,0 \text{ K}}{85,0 \text{ kPa}}$$

$$= 25,2 \text{ L/mol}$$

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

Dans ces conditions, le volume molaire d'un gaz est de 25,2 L/mol.

Exercices

2.3 La loi des gaz parfaits

✖ On emprisonne un gaz parfait dans une seringue.

a) Qu'arrivera-t-il aux particules de gaz si on diminue la température absolue ?

b) Qu'arrivera-t-il à la pression et au volume si on diminue la température jusqu'à 0 K ?

c) Si on remplace le gaz parfait par du diazote et qu'on diminue la température jusqu'à 0 K, le gaz aura-t-il le même comportement que le gaz parfait ? Expliquez votre réponse.

2 Le volume intérieur du cylindre d'une pompe à vélo est de 500 ml. Quelle quantité de gaz peut-il contenir à une température de 20,0 °C et une pression de 860 kPa ?

$$V = 500 \text{ ml} \div 1000 = 0,5 \text{ L} \text{ (1)}$$

$$P = 860 \text{ kPa} \text{ (2)}$$

$$T = 20,0^\circ\text{C} + 273 = 293,0 \text{ K} \text{ (4)}$$

$$n = ?$$

$$R = 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} \text{ (4)}$$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$n = \frac{860 \cdot 0,500}{8,314 \cdot 293} = 0,2 \text{ mole}$$

Réponse: _____

- 3 Un scientifique prétend avoir découvert un nouveau gaz parfait. Le comité de révision scientifique a pris quelques mesures pour s'assurer de la véracité de cette découverte. Voici quelques résultats de son enquête :

À une température de $-100,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ et une pression de $300,0\text{ kPa}$, le volume d'une mole du nouveau gaz est de $5,00\text{ L}$.

Quelle est la conclusion du comité de révision ? Expliquez votre réponse à l'aide de calculs.

$$P = 300,0\text{ kPa} \text{ (1)}$$

$$V = 5,00\text{ L} \text{ (2)}$$

$$T = -100,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 173,0\text{ K} \text{ (3)}$$

$$n = 1\text{ mole}$$

$$R = ?$$

$$\frac{PV}{nT} = \frac{nRT}{nT}$$

$$R = \frac{300,0 \cdot 5,00}{1 \cdot 173,0}$$

$$R = 8,67 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \text{ (4)}$$

Réponse : Ce n'est donc pas un gaz parfait car $R \neq 8,314\text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$

- 4 Une bouteille de 135 L contient une certaine quantité de dioxyde de soufre (SO_2) à une température de $85,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ et une pression de 245 kPa . Quelle masse de gaz cette bouteille contient-elle ?

$$P = 245\text{ kPa} \text{ (1)}$$

$$V = 135\text{ L} \text{ (2)}$$

$$R = 8,314\text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} \text{ (3)}$$

$$T = 85,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 358,0\text{ K} \text{ (4)}$$

$$n = ?$$

$$\begin{array}{l} 11,1\text{ mole} \rightarrow x\text{ g} \\ 1\text{ mole} \rightarrow 64,07\text{ g} \end{array}$$

$$X = 711\text{ g} \text{ (5)}$$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$n = \frac{245 \cdot 135}{8,314 \cdot 358,0} = 11,1\text{ mole} \text{ (6)}$$

Réponse : _____

exemple

Labo Masse molaire

- 5 Un tube fluorescent de 750 ml contient $1,22 \times 10^{-2}$ g d'un gaz. À une température de 22°C , la pression dans le tube n'est que de 1,00 kPa. Quel est ce gaz parmi les suivants: hélium, néon, argon ou krypton?

$$V = 750 \text{ ml} \div 1000 = 0,75 \text{ L} \quad (2)$$

$$P = 1,00 \text{ kPa} \quad (3)$$

$$T = 22^\circ\text{C} + 273 = 295 \text{ K} \quad (3)$$

$$R = 8,314 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \quad (4)$$

$$n = ?$$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$n = \frac{1,00 \cdot 0,750}{8,314 \cdot 295} = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mole} \quad (2)$$

Réponse: _____

$$M = ?$$

$$3,1 \times 10^{-4} \text{ mole} \rightarrow 1,22 \times 10^{-2} \text{ g} \quad (3)$$

$$1 \text{ mole} \rightarrow \text{? g}$$

$$M = 39,2 \text{ g/mole} \quad (2)$$

donc
Argon.

- 6 Nadia veut emmagasiner 4,5 mol d'hélium à 205,6 kPa et 22°C . Quel doit être le volume du contenant à utiliser?

$$P = 205,6 \text{ kPa} \quad (4)$$

$$V = ?$$

$$n = 4,5 \text{ mole} \quad (2)$$

$$R = 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \quad (4)$$

$$T = 22^\circ\text{C} + 273 = 295 \text{ K} \quad (3)$$

$$\cancel{P}V = \frac{nRT}{\cancel{P}}$$

$$V = \frac{4,5 \cdot 8,314 \cdot 295}{205,6} \quad (2)$$

$$V = 54 \text{ L}$$

Réponse: _____

La loi des pressions partielles

Comme les gaz diffusent facilement, ils forment souvent des mélanges. L'air en est un exemple. Le TABLEAU 2.23 présente la **proportion** de ses principaux constituants.

2.23 Quelques constituants de l'air

Gaz	Symbole	Proportion (en %)
Diazote	N ₂	78
Dioxygène	O ₂	21
Vapeur d'eau	H ₂ O	0 à 4 (variable)
Argon	Ar	0,93
Dioxyde de carbone	CO ₂	0,03 (variable)
Néon	Ne	0,001 8
Hélium	He	0,000 52
Méthane	CH ₄	0,000 2 (variable)

En étudiant les conditions météorologiques, le physicien John Dalton (1766-1844) a observé que lorsqu'on mélange deux gaz à la même température, la pression totale du mélange est égale à la somme de la pression de chacun des gaz. Bien entendu, on parle ici de gaz qui se combinent sans réagir ensemble.

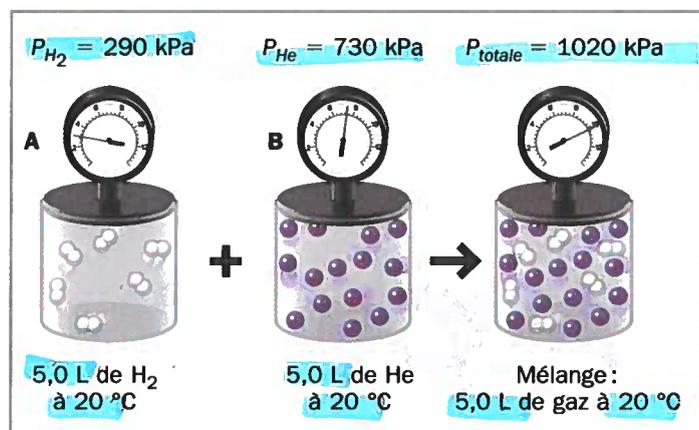
Autrement dit, dans un mélange, **chaque gaz agit comme s'il était seul à occuper tout l'espace disponible dans le contenant**. Il conserve ses propriétés sans que son comportement soit influencé par la présence des autres gaz. Dans ces conditions, on dit que la pression individuelle de chacun des gaz est une « pression partielle », puisqu'elle ne représente qu'une fraction de la pression totale du mélange.

DÉFINITION

La **pression partielle d'un gaz** dans un mélange correspond à la pression qu'il exercerait s'il était seul dans le volume occupé par le mélange.

La FIGURE 2.24 illustre un exemple de mélange de deux gaz. Selon la théorie cinétique, les particules du gaz A (H₂) et celles du gaz B (He) exercent un certain nombre de collisions, qui dépend du volume du contenant, de la température et de la quantité de gaz. Il ne dépend pas de la taille des particules.

Lorsque les deux gaz sont mélangés dans le même contenant, les collisions des particules du gaz A s'additionnent à celles du gaz B. Il en résulte une pression équivalant à la somme des pressions individuelles de chacun des gaz.



► 2.24 Lorsqu'on mélange deux gaz, leurs pressions s'additionnent (290 kPa + 730 kPa = 1020 kPa).

Volume et Température constants

ÉTYMOLOGIE

Proportion vient du mot latin *proportio*, qui signifie « rapport ».

Ses observations ont permis à Dalton d'énoncer la loi des pressions partielles.

DÉFINITION

La **loi des pressions partielles** indique que, à une température donnée, la pression totale d'un mélange gazeux est égale à la somme des pressions partielles exercées par chacun des gaz qui constituent le mélange.

Cette loi s'exprime par la formule mathématique suivante :

FORMULE

Loi des pressions partielles

$$P_T = P_{pA} + P_{pB} + P_{pC} + \dots$$

où P_T représente la pression totale du mélange

P_{pA} représente la pression partielle du gaz A

P_{pB} représente la pression partielle du gaz B

P_{pC} représente la pression partielle du gaz C

Note: Les points de suspension dans la formule indiquent que la pression totale est la somme de l'ensemble des pressions partielles, peu importe le nombre de gaz qui constituent le mélange.

Comme nous l'avons vu précédemment, la pression est directement proportionnelle à la quantité de gaz.

$$\frac{P_{pA}}{n_A} = \frac{P_T}{n_T}$$

Il en découle que la pression partielle d'un gaz dépend de sa proportion dans le mélange. On peut donc déterminer la pression partielle de chacun des gaz qui constituent un mélange en multipliant la pression totale par la proportion que le gaz représente dans le mélange.

FORMULE

Pression partielle d'un gaz dans un mélange

$$P_{pA} = P_T \frac{n_A}{n_T}$$

où

P_{pA} représente la pression partielle du gaz A

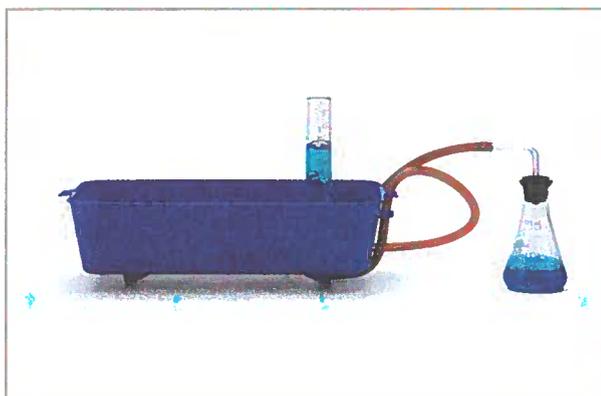
P_T représente la pression totale du mélange

n_A représente la quantité du gaz A (en mol)

n_T représente la quantité de gaz totale (en mol)

$$P_{pA} = \frac{P_T \cdot n_A}{n_T}$$

On isole ce que l'on cherche.



► **2.25** Ce montage permet de mesurer le volume d'un gaz recueilli dans un cylindre gradué par déplacement d'eau. Selon l'ANNEXE 4, si le gaz a été recueilli à une température de 24,0 °C, alors la pression partielle de la vapeur d'eau est de 2,99 kPa.

Cette formule peut aussi être utile pour déterminer la pression totale d'un mélange, comme le présente l'exemple suivant.

EXEMPLE

Dans un contenant de 10 L, on mélange 5,00 mol de dioxygène, 4,00 mol de dioxyde de carbone et 3,00 mol de diazote. Si la pression partielle du dioxygène est de 225 kPa, quelle est la pression totale du mélange ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$P_T = ?$$

2 Quelles sont les données du problème ?

$$n_{O_2} = 5,00 \text{ mol}$$

$$n_{CO_2} = 4,00 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = 3,00 \text{ mol}$$

$$P_{pO_2} = 225 \text{ kPa}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$P_{pO_2} = P_T \frac{n_{O_2}}{n_T} \text{ d'où } P_T = \frac{P_{pO_2} n_T}{n_{O_2}}$$

4 J'effectue les calculs.

$$n_T = n_{O_2} + n_{CO_2} + n_{N_2}$$

$$= 5,00 \text{ mol} + 4,00 \text{ mol} + 3,00 \text{ mol}$$

$$= 12,00 \text{ mol}$$

$$P_T = \frac{225 \text{ kPa} \times 12,00 \text{ mol}}{5,00 \text{ mol}}$$

$$= 540 \text{ kPa}$$

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

La pression totale du mélange est de 540 kPa, ce qui est supérieur à la pression partielle du dioxygène.

La proportion d'un gaz peut aussi s'exprimer en pourcentage. Par exemple, le dioxygène constitue 21 % de l'air, ce qui signifie que dans un échantillon de 100 particules d'air, 21 d'entre elles sont du dioxygène. L'exemple suivant montre comment trouver la proportion en pourcentage d'un gaz dans un mélange.

EXEMPLE

En plongée sous-marine, il est possible d'utiliser de l'air enrichi d'oxygène, qu'on appelle du « nitrox ». Si la pression partielle du dioxygène dans une bonbonne de 25 000 kPa est de 8000 kPa, quelle est la proportion du dioxygène, en pourcentage, dans cette bonbonne ?

1 Quelle est l'information recherchée ?

$$n_{O_2} = ?\%$$

2 Quelles sont les données du problème ?

Puisqu'on cherche la proportion du dioxygène en pourcentage, on peut poser que :

$$n_T = 100 \%$$

$$P_{pO_2} = 8000 \text{ kPa}$$

$$P_T = 25\,000 \text{ kPa}$$

3 Quelle formule contient les variables dont j'ai besoin ?

$$P_{pO_2} = P_T \frac{n_{O_2}}{n_T} \text{ d'où } n_{O_2} = \frac{P_{pO_2} n_T}{P_T}$$

4 J'effectue les calculs.

$$n_{O_2} = \frac{8000 \text{ kPa} \times 100 \%}{25\,000 \text{ kPa}}$$

$$= 32,00 \%$$

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

La proportion du dioxygène dans cette bonbonne est de 32,00%, soit 11% de plus que dans l'air.

La loi des pressions partielles est également très utile pour connaître la pression d'un gaz recueilli par déplacement d'eau (voir la FIGURE 2.25, à la page précédente). Avec cette méthode, la vapeur d'eau provenant de l'évaporation se trouve mélangée au gaz obtenu. Pour calculer la pression du gaz, il suffit de soustraire la pression de la vapeur d'eau. En effet :

$$P_T = P_{atm} = P_{gaz} + P_{H_2O} \quad \text{d'où} \quad P_{gaz} = P_T - P_{H_2O}$$

L'ANNEXE 4 permet de constater que la pression de la vapeur d'eau augmente avec la température, ce qui est normal puisqu'on se rapproche du point d'ébullition de l'eau.

Exercices

2.4 La loi des pressions partielles

- 1 Trois bouteilles de 15 L contiennent respectivement du méthane (CH_4) à une pression de 195,4 kPa, du propane (C_3H_8) à une pression de 257,8 kPa et du butane (C_4H_{10}) à une pression de 178,3 kPa. Si on transfère les trois gaz dans la même bouteille, quelle sera la pression mesurée ?



$$P_{p\text{CH}_4} = 195,4 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{C}_3\text{H}_8} = 257,8 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{C}_4\text{H}_{10}} = 178,3 \text{ kPa}$$

$$P_T = ?$$

$$P_T = P_{p\text{CH}_4} + P_{p\text{C}_3\text{H}_8} + P_{p\text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$= 195,4 + 257,8 + 178,3$$

$$= 631,5 \text{ kPa}$$

Réponse: _____

- ~~2~~ Un mélange de dioxyde de carbone (CO_2) et de monoxyde de carbone (CO) est recueilli par déplacement d'eau à une pression de 102,6 kPa et à une température de 21 °C. Si la pression du dioxyde de carbone est de 80,2 kPa, quelle est la pression du monoxyde de carbone ? (Indice : consultez l'ANNEXE 4.)

Réponse: _____

- 3 Un ballon contient 0,340 g d'hélium, 0,680 g de néon et 0,340 g de krypton.
Quelle est la pression totale si le néon exerce une pression partielle de 260 kPa?

Calcul n_{He}

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole} &\rightarrow 4,00 \text{ g} \\ x &\rightarrow 0,340 \text{ g} \end{aligned}$$

$$n_{He} = 0,0850 \text{ mole}$$

Calcul n_{Ne}

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole} &\rightarrow 20,18 \text{ g} \\ x &\rightarrow 0,680 \text{ g} \end{aligned}$$

$$n_{Ne} = 0,0336 \text{ mole}$$

Calcul n_{Kr}

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole} &\rightarrow 83,80 \text{ g} \\ x &\rightarrow 0,340 \text{ g} \end{aligned}$$

$$n_{Kr} = 0,00406 \text{ mole}$$

Réponse: _____

$$P_{Ne} = 260 \text{ kPa}$$

$$P_T = ?$$

$$n_{Tot} = 0,0850 + 0,0336 + 0,00406$$

$$P_{Ne} = \frac{P_T \cdot n_{Ne}}{n_{Tot}} = 0,1227 \text{ mole}$$

$$\frac{P_{Ne} \cdot n_{tot}}{n_{Ne}} = P_T$$

$$\frac{260 \cdot 0,1227}{0,0336} = P_T$$

$$P_T = 949 \text{ kPa}$$

- 4 Dans un ballon de 10 L, l'atmosphère mélange 5,00 mol de dioxyde de carbone (CO_2) avec 7,00 mol de dioxyde de soufre (SO_2). Elle mesure alors une pression de 260 kPa. Quelle est la pression partielle de chacun des gaz?

$$P_{CO_2} = ?$$

$$P_{SO_2} = ?$$

$$n_{CO_2} = 5,00 \text{ mole}$$

$$n_{SO_2} = 7,00 \text{ mole}$$

$$P_T = 260 \text{ kPa}$$

$$n_{tot} = 5,00 + 7,00 = 12,00 \text{ mole}$$

$$\begin{aligned} P_{CO_2} &= \frac{P_T \cdot n_{CO_2}}{n_{tot}} \\ &= \frac{260 \cdot 5,00}{12,00} = 110 \text{ kPa} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_{SO_2} &= \frac{P_T \cdot n_{SO_2}}{n_{tot}} \\ &= \frac{260 \cdot 7,00}{12,00} = 150 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: _____

- 5 Au garage, on gonfle un pneu avec un mélange gazeux principalement constitué de diazote jusqu'à ce que le manomètre indique 240 kPa. Si la pression partielle du diazote est de 220 kPa, quelle est sa proportion, en pourcentage, dans le mélange ?

$$n_{N_2}$$

$$P_T = 240 \text{ kPa}$$

$$P_{N_2} = 220 \text{ kPa}$$

$$n_T = 100\%$$

$$P_{N_2} = \frac{P_T \cdot n_{N_2}}{n_{T_{\text{tot}}}}$$

$$\frac{P_{N_2} \cdot n_{T_{\text{tot}}}}{P_T} = n_{N_2}$$

$$\frac{220 \cdot 100\%}{240} = 91,7\%$$

Réponse: _____

- 6 L'atmosphère de Vénus est composée principalement de 96,5% de dioxyde de carbone et de 3,5% de diazote. Sachant que la pression atmosphérique moyenne de Vénus est de 91,8 atm, quelle est la pression partielle du dioxyde de carbone ?

$$P_{CO_2} = ?$$

$$P_T = 91,8 \text{ atm}$$

$$n_{CO_2} = 96,5\%$$

$$n_{T_{\text{tot}}} = 100\%$$

$$P_{CO_2} = \frac{P_T \cdot n_{CO_2}}{n_{T_{\text{tot}}}} = \frac{91,8 \cdot 96,5\%}{100\%} = 88,6 \text{ atm}$$

Réponse: _____

Résumé

Le comportement des gaz

2.1 Les lois simples des gaz

Conditions normalisées	Mesures
Température et pression normale (TPN)	$T = 0\text{ °C}$ ou 273 K $P = 101,3\text{ kPa}$ ou 760 mm Hg ou 1 atm
Température ambiante et pression normale (TAPN) ou conditions ambiantes	$T = 25\text{ °C}$ ou 298 K $P = 101,3\text{ kPa}$ ou 760 mm Hg ou 1 atm

Les variables qui définissent le comportement d'un gaz		
Variable	Associée à	Unités de mesure
Pression (P)	Nombre de collisions des particules	kPa, mm Hg, atm
Volume (V)	Espace entre les particules	ml, L, cm ³
Température (T)	Énergie cinétique des particules	K (°C + 273)
Quantité de gaz (n)	Nombre de particules	mol

Les lois simples des gaz			
Relation	Loi		Formule
Entre la pression et le volume 	À température constante, le volume d'une masse de gaz est inversement proportionnel à la pression.	Si $P \uparrow$, alors $V \downarrow$ Si $P \downarrow$, alors $V \uparrow$	$P_1V_1 = P_2V_2$
Entre le volume et la température 	À pression constante, le volume d'une certaine quantité de gaz est directement proportionnel à la température absolue.	Si $T \uparrow$, alors $V \uparrow$ Si $T \downarrow$, alors $V \downarrow$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Entre la pression et la température 	À volume constant, la pression d'un échantillon de gaz est directement proportionnelle à la température absolue.	Si $T \uparrow$, alors $P \uparrow$ Si $T \downarrow$, alors $P \downarrow$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
Entre le volume et la quantité de gaz 	À température et pression constantes, le volume est directement proportionnel à la quantité de gaz.	Si $n \uparrow$, alors $V \uparrow$ Si $n \downarrow$, alors $V \downarrow$	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$
Entre la pression et la quantité de gaz 	À volume et température constants, la pression est directement proportionnelle à la quantité de gaz.	Si $n \uparrow$, alors $P \uparrow$ Si $n \downarrow$, alors $P \downarrow$	$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$

Note: lorsque deux facteurs sont multipliés, la relation est inverse, lorsque deux facteurs sont divisés, la relation est directe.

La **température absolue** est la température en kelvins (K).

Selon l'**hypothèse d'Avogadro**, des volumes égaux de gaz, aux mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de particules.

Le **volume molaire d'un gaz** est le volume qu'occupe une mole de gaz, quelle que soit la nature de ce gaz, à une température et une pression données. Le volume molaire s'exprime en L/mol.

- À TPN, il correspond à 22,4 L/mol.
- À TAPN, il correspond à 24,5 L/mol.

© ERPI Reproduction interdite

2.2 La loi générale des gaz

La **loi générale des gaz** met en relation la pression, le volume, la température et la quantité de gaz en comparant une **situation initiale** avec une **situation finale**.

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \quad \begin{array}{l} T \text{ en Kelvin} \\ n \text{ en mole} \end{array}$$

Ne pas oublier mon truc pour isoler. Multiplier en croisé puis isoler.

Lorsqu'un facteur est constant, on obtient une nouvelle formule à trois variables.

$$\frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2}$$

Si P est constant

Si V est constant

$$\frac{P_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2}{n_2 T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Si n est constant

Si T est constant

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2}$$

Lorsque deux facteurs sont constants, on obtient une formule à deux variables (voir les formules des lois simples).

2.3 La loi des gaz parfaits

Les caractéristiques d'un gaz parfait

Les particules d'un gaz parfait n'ont aucune interaction entre elles.

Elles rebondissent sans aucune perte d'énergie (leurs collisions sont parfaitement élastiques).

On peut abaisser la température jusqu'à 0 K sans que le gaz se liquéfie.

À haute température et à basse pression, le comportement des gaz réels se rapproche de celui des gaz parfaits.

La **loi des gaz parfaits** met en relation la pression, le volume, la température et la quantité de gaz à un **moment précis**.

$$PV = nRT$$

P → kPa
V → L
n → mole
T → Kelvin

La constante des gaz parfaits, R, vaut: 8,314 kPa·L/mol·K

2.4 La loi des pressions partielles

Loi des pressions partielles:

$$P_T = P_{pA} + P_{pB} + P_{pC} + \dots$$

Pression partielle d'un des gaz d'un mélange gazeux:

$$P_{pA} = P_T \frac{n_a}{n_T}$$

Note: $\frac{n_a}{n_T}$ représente la proportion du gaz dans le mélange. Cette proportion peut s'exprimer en %.

• **Identification d'un gaz inconnu**

$$\frac{M_{\text{connu}}}{M_{\text{inconnu}}} = \frac{M_{\text{connu}}}{M_{\text{inconnu}}}$$

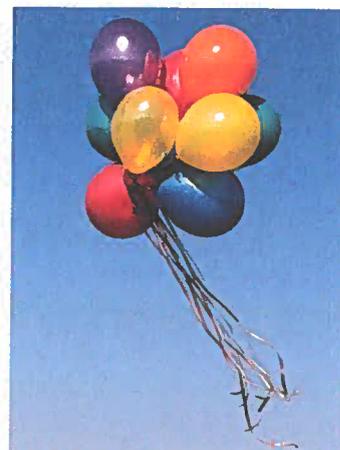
Exercices

Synthèse du chapitre 2

- Le volume d'un ballon gonflé à l'hélium augmente au fur et à mesure qu'il s'élève dans la troposphère.

Quel énoncé explique cette augmentation de volume ? Encerclez la bonne réponse. Expliquez pourquoi chacun des énoncés correspond ou ne correspond pas à la bonne réponse.

- a) L'hélium contenu dans le ballon est plus léger que l'air.



- b) La température de l'air dans la troposphère diminue au fur et à mesure que l'altitude augmente.

- c) La pression atmosphérique diminue au fur et à mesure que l'altitude augmente.

- d) L'hélium contenu dans le ballon diffuse plus rapidement que les gaz de l'air.

- Mohamed recueille 22,4 L de diazote à 0 °C et à 760 mm Hg. Combien de molécules contient cet échantillon ? Expliquez votre réponse.

- 3 Un ballon de 2,5 L contient 0,36 mol d'hélium à la température ambiante. Si on veut augmenter le volume du ballon de 4,0 L sans changer la pression et la température, quelle quantité de gaz devra-t-on ajouter ?

$$V_1 = 2,5 \text{ L}$$

$$n_1 = 0,36 \text{ mole}$$

$$V_2 = 2,5 + 4,0 = 6,5 \text{ L}$$

$$n_2 = ?$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

$$\frac{2,5 \text{ L}}{0,36 \text{ mole}} = \frac{6,5 \text{ L}}{n_2}$$

$$n_2 = 0,94 \text{ mole}$$

$$0,94 - 0,36 = 0,58 \text{ mole à ajouter}$$

Réponse: _____

- 4 Alexandre veut gonfler le pneu complètement à plat de son vélo à l'aide d'une petite pompe manuelle. Le cylindre de cette pompe contient 120 ml d'air à une pression de 100 kPa. Le pneu peut contenir environ 2,5 L d'air à une pression de 360 kPa. Combien de coups de pompe Alexandre devra-t-il donner pour gonfler ce pneu ?

$$P_1 = 100 \text{ kPa}$$

$$V_1 = ?$$

$$P_2 = 360 \text{ kPa}$$

$$V_2 = 2,5 \text{ L} \times 1000 = 2500 \text{ ml}$$

$$\begin{array}{l} \text{1 coup de pompe} \rightarrow 120 \text{ ml} \\ \times \\ \rightarrow 9000 \text{ ml} \end{array}$$

$$x = 75 \text{ coups de pompe.}$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_1} = \frac{P_2 V_2}{P_1}$$

$$V_1 = \frac{360 \cdot 2500}{100}$$

$$V_1 = 9000 \text{ ml}$$

Réponse: _____

- 5 Au cours d'une fête, on gonfle des ballons à l'hélium jusqu'à ce qu'ils atteignent un volume de 1,4 L aux conditions ambiantes. Si un ballon réussit à s'échapper, quel sera son volume à une altitude où la pression n'est que de 68 kPa et la température, de $-5,0\text{ }^{\circ}\text{C}$? TAPN

$$P_1 = 101,3 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 1,4 \text{ L}$$

$$T_1 = 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 = 68 \text{ kPa}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = -5,0^{\circ}\text{C} + 273 = 268,0 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_2 T_1}$$

$$V_2 = \frac{101,3 \cdot 1,4 \cdot 268,0}{68 \cdot 298}$$

$$V_2 = 1,9 \text{ L}$$

Réponse: _____

- 6 Un extincteur de 3 L contient 5,000 kg de dioxyde de carbone comprimé. Lorsqu'on vide l'extincteur, le gaz prend de l'expansion, ce qui a la propriété d'éteindre le feu par étouffement.

- a) Si le gaz est expulsé d'un seul coup, quel sera le volume de gaz qui s'échappera aux conditions ambiantes? TAPN

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mole de CO}_2 \rightarrow 44,01 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \rightarrow 5000 \text{ g} \end{array}$$

$$X = 113,6 \text{ mole}$$

$$n = 113,6 \text{ mole}$$

$$V = ?$$

$$P = 101,3 \text{ kPa}$$

$$T = 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

$$\frac{PV}{P} = \frac{nRT}{P}$$

$$V = \frac{113,6 \cdot 8,314 \cdot 298}{101,3}$$

$$V = 2778 \text{ L}$$

Il reste 3L dans l'extincteur
donc $2778 - 3 = 2775 \text{ L}$

Réponse: _____

- b) Lors d'un incendie, obtiendra-t-on le même volume de gaz expulsé? Expliquez votre réponse.

NON, le volume expulsé sera plus grand car
V est dir. prop. à la température.

7 À une température de 20 °C, deux bouteilles identiques contiennent chacune la même masse de gaz. Une bouteille contient du dihydrogène et l'autre contient de l'hélium. Quel énoncé concernant la pression dans chacune des bouteilles est vrai? Expliquez pourquoi.

- La pression exercée par le dihydrogène est quatre fois plus grande que celle exercée par l'hélium.
- La pression exercée par le dihydrogène est deux fois plus grande que celle exercée par l'hélium.
- La pression exercée par le dihydrogène est égale à la pression exercée par l'hélium.
- La pression exercée par le dihydrogène est deux fois plus petite que celle exercée par l'hélium.

Comme la M_{H_2} est deux fois + petite que la M_{He} , pour une même masse, il y aura donc deux fois plus de molécules de H_2 . Puisant directement prop. à n , la pression sera deux fois plus grande pour le H_2 .

Exemple du
Laboratoire Masse molaire

8 Au cours d'une expérience en laboratoire, Alexis a noté les données rassemblées dans le tableau ci-contre.

Quel est le gaz contenu dans la seringue parmi les suivants: H_2 , N_2 , O_2 ou CO_2 ? Expliquez votre réponse.

Variable	Résultat
Volume de gaz contenu dans la seringue	75 ml
Masse de la seringue vide	76,583 g
Masse de la seringue contenant le gaz	76,670 g
Température	22,6 °C
Pression du gaz	102,6 kPa

On cherche M donc on doit trouver n .

1° Trouver n

$$P = 102,6 \text{ kPa}$$

$$V = 75 \text{ ml} \div 1000 = 0,075 \text{ L}$$

$$T = 22,6^\circ\text{C} + 273 = 295,6 \text{ K}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$n = ?$$

$$\frac{PV}{RT} = \frac{nRT}{RT}$$

$$n = \frac{102,6 \cdot 0,075}{8,314 \cdot 295,6} = 0,0031 \text{ mole}$$

Réponse: _____

2° trouver m

$$m = 76,670 - 76,583 = 0,087 \text{ g}$$

3° Trouver la M

$$0,0031 \text{ mole} \rightarrow 0,087 \text{ g}$$

$$1 \text{ mole} \rightarrow x$$

$$28 \text{ g/mole}$$

donc N_2

9 Magali recueille un échantillon d'argon à 100,0 °C et 330,0 kPa.

a) Quel est le volume molaire de l'argon dans ces conditions? *↳ volume pour une mole de gaz.*

$P = 330,0 \text{ kPa}$ $V = ?$ $n = 1 \text{ mole}$ $R = 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$ $T = 100,0^\circ\text{C} + 273 = 373,0 \text{ K}$	$\frac{PV}{P} = \frac{nRT}{P}$ $V = \frac{1 \cdot 8,314 \cdot 373,0}{330,0}$ $V = 9,397 \text{ L/mole}$
---	---

Réponse: _____

* Combien d'atomes d'argon contient ce volume? Expliquez votre réponse.

c) Si on remplace l'argon par de l'hélium, le volume molaire de ce gaz dans les mêmes conditions reste le même. Expliquez pourquoi.

Le volume molaire de l'hélium sera aussi de 9,397 L/mole car il ne dépend pas de la nature du gaz mais uniquement de la pression et de la température.

d) Si on augmente la pression, qu'advient-il du volume molaire de l'argon? Expliquez votre réponse.

Si on augmente la pression, le volume molaire va diminuer car la pression et le volume sont inversement proportionnels.

* Remplissez le tableau suivant pour comparer les gaz parfaits et les gaz réels.

	Gaz parfait	Gaz réel
a) Que se produit-il si on diminue la température jusqu'à 0 K?		
b) Quelle est la valeur du volume molaire à TPN?		
c) Dans quelles conditions de température et de pression la valeur de la constante R est-elle de 8,314 kPa·L/mol·K?		

- 11 Andréanne veut gonfler 120 ballons de 20,0 L avec de l'hélium. Le fournisseur indique que ce gaz se vend dans des bouteilles de 25 L dont la pression interne est de 6000 kPa à une température de 25 °C. Si la température dans la pièce est de 20 °C et que la pression atmosphérique est de 100 kPa au moment de gonfler les ballons, combien de bouteilles Andréanne devra-t-elle acheter ?

$$V_1 = 120 \times 20,0 = 2400 \text{ L}$$

$$P_1 = 100 \text{ kPa}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 6000 \text{ kPa}$$

$$T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_2 T_1}$$

$$V_2 = \frac{100 \cdot 2400 \cdot 298}{6000 \cdot 293}$$

$$V_2 = 40,7 \text{ L}$$

donc 2 bouteilles de
25 L

Réponse: _____

- 12 Un ballon de verre de 2,5 L contient 3,8 g de méthane (CH_4). On vide le ballon et on remplace le méthane par du néon (Ne). Si la température et la pression n'ont pas changé durant l'échange, quelle masse de néon contient le ballon ?

V , T et P sont constants donc n sera aussi constant.

$$M_{\text{CH}_4} = 16,05 \text{ g/mol}$$

calcul du nombre de mol de CH_4

$$\begin{array}{l} 3,8 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 16,05 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \quad n_{\text{CH}_4} = 0,24 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = n_{\text{Ne}} = 0,24 \text{ mol}$$

calcul de la masse de Néon

$$\begin{array}{l} 20,18 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ x \text{ g} \rightarrow 0,24 \text{ mol} \end{array} \quad m = 4,8 \text{ g}$$

Réponse: _____

13 Une bonbonne de 10 L contient un mélange gazeux constitué d'hélium, de néon, d'argon et de krypton. Voici la pression partielle de chacun des gaz dans le mélange.

Hélium: 200 kPa

Néon: 150 kPa

Argon: 150 kPa

Krypton: 100 kPa

a) Quel gaz occupe le plus grand espace? Expliquez votre réponse.

Les gaz occupent tout l'espace disponible alors les 4 gaz occupent le même espace.

b) Quel gaz possède la plus grande énergie cinétique? Expliquez votre réponse.

Les 4 ont la même E_k car ils sont à la même T .

c) Quel gaz frappe les parois de la bonbonne avec le plus de force? Expliquez votre réponse.

Le Krypton car il a la plus grande masse molaire.

d) Quel gaz contient le plus grand nombre de particules? Expliquez votre réponse.

L'Hélium contient le plus de particules car sa pression partielle est plus grande.

e) Quelle est la pression totale du mélange?

$$\begin{aligned} P_T &= P_{He} + P_{Ne} + P_{Ar} + P_{Kr} \\ &= 200 + 150 + 150 + 100 \\ &= 600 \text{ kPa} \end{aligned}$$

f) Quelle est la proportion, en pourcentage, de l'hélium dans le mélange?

$$\begin{aligned} P_{He} &= \frac{P_T \cdot n_{He}}{n_{tot}} \\ \frac{P_{He} \cdot n_{tot}}{P_T} &= n_{He} \\ \frac{200 \cdot 100\%}{600} &= 33,3\% \end{aligned}$$

Réponse: _____

- 14 Le technicien d'un laboratoire remplit un contenant avec 0,90 g de CO_2 . Il note alors une pression de 100 kPa et une température de 20 °C. Il vide le contenant et le remplit de nouveau avec 0,68 g d'un gaz inconnu. Il note alors une pression de 235 kPa et une température de 60 °C. Quelle est la **masse molaire** de ce gaz inconnu?

On doit commencer par trouver n

$$P_1 = 100 \text{ kPa}$$

$$T_1 = 20^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$$

$$n_1 = 0,90 \text{ g} \rightarrow x \text{ mole} = 0,020 \text{ mole}$$

$$44,01 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mole}$$

$$P_2 = 235 \text{ kPa}$$

$$T_2 = 60^\circ\text{C} + 273 = 333 \text{ K}$$

$$n_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2}{n_2 T_2}$$

$$\frac{P_1 n_2 T_2}{R_1 T_2} = \frac{P_2 n_1 T_1}{R_1 T_2}$$

$$n_2 = \frac{235 \cdot 0,020 \cdot 293}{100 \cdot 333}$$

$$n_2 = 0,041 \text{ mole}$$

Trouver M_{inc}

$$0,041 \text{ mole} \rightarrow 0,68 \text{ g}$$

$$1 \text{ mole} \rightarrow x$$

$$17 \text{ g/mole}$$

Réponse: _____

- 15 Un poisson relâche des bulles de gaz de 0,80 ml à une profondeur de 20 m sous l'eau, où la température n'est que de 8,0 °C. Une fois parvenues à la surface, juste avant d'éclater, les bulles atteignent un volume trois fois plus grand. Si la pression atmosphérique est de 102,3 kPa et que la pression dans l'eau augmente de 100,0 kPa à chaque 10 m, quelle est la **température mesurée** à la surface de l'eau?
- ↳ thermomètre donc °C

$$P_1 = 102,3 + (2 \times 100) = 302,3 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 0,80 \text{ ml}$$

$$T_1 = 8,0^\circ\text{C} + 273 = 281,0 \text{ K}$$

$$P_2 = 102,3 \text{ kPa}$$

$$V_2 = 0,80 \text{ ml} \times 3 = 2,40 \text{ ml}$$

$$T_2 = ?$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{P_1 V_1} = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

$$T_2 = \frac{102,3 \cdot 2,40 \cdot 281,0}{302,3 \cdot 0,80}$$

$$T_2 = 285 \text{ K}$$

Conversion en °C

$$285 - 273 = 12^\circ\text{C}$$

Réponse: _____

Défis du chapitre 2

- 1 Une étudiante recueille un certain volume de dihydrogène par déplacement d'eau, à une pression de 102,6 kPa. Elle détermine que l'échantillon contient $2,00 \times 10^{-3}$ moles de dihydrogène et $6,0 \times 10^{-5}$ moles de vapeur d'eau. À quelle température le dihydrogène a-t-il été recueilli ?

Réponse: _____

- 2 Dans un ballon de 10,0 L, 2,00 L d'argon ayant une pression de 250 kPa sont mélangés avec 2,50 L de krypton ayant une pression de 300 kPa. Quelle sera la pression totale dans le ballon après le mélange, si on considère que la température est demeurée constante ?

Réponse: _____

- 3 On place 10,0 g de glace sèche dans un contenant étanche de 50,0 L dont la température est de 22 °C et la pression, de 100,0 kPa. La glace sèche se transforme directement en gaz, sans passer par la phase liquide, selon l'équation suivante :



Lorsque la glace sèche se sublime, elle absorbe une partie de l'énergie environnante, ce qui a pour effet d'abaisser la température de l'air ambiant. Quelle sera la pression dans le contenant lorsque tout le CO_2 se sera sublimé et que la température se sera stabilisée à 4 °C ?

Réponse: _____

- 4 Chloé effectue deux expériences afin de démontrer la relation entre le volume et la température d'un gaz. La première expérience se déroule à une pression constante P_1 . Avant d'amorcer la deuxième, Chloé modifie la pression, jusqu'à une nouvelle pression, P_2 . Elle s'assure alors de la garder constante tout au long de la deuxième expérience. Les tableaux suivants contiennent les résultats que Chloé a obtenus.

Le volume du gaz en fonction de la température à P_1

Température (en K)	Volume (en ml)
100	25
200	50
300	75
400	100
500	125

Le volume du gaz en fonction de la température à P_2

Température (en K)	Volume (en ml)
100	50
200	100
300	150
400	200
500	250

La pression P_1 est-elle plus grande ou plus petite que la pression P_2 ? Expliquez votre réponse.
