

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. La température.
- b) Les collisions entre les particules de gaz. La pression.
- c) L'espace entre les particules de gaz. Le volume.
- d) Le nombre de particules de gaz. La quantité 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 ?

$$V = 650 \text{ ml ou } 0,650 \text{ L} \qquad M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M} = \frac{0,43 \text{ g}}{16,05 \text{ g/mol}} = 0,027 \text{ mol}$$

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

$$P = 101,3 \text{ kPa ou } 760 \text{ mm Hg}$$

Réponse : Le volume est de 0,650 L, la température est de 25 °C, la pression est de 101,3 kPa et la quantité de matière est de 0,027 mol.

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

Elle correspond à 760 mm Hg.

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

- a) La température.
On peut utiliser un thermomètre ou un capteur de température.
- b) La pression.
On peut utiliser un manomètre ou une jauge de pression.
- c) La quantité de gaz.
On peut utiliser une balance et ensuite convertir la masse en moles à l'aide du tableau périodique.
- d) Le volume.
On peut utiliser une seringue ou on peut utiliser une burette à gaz pour recueillir le gaz par déplacement d'eau.

- 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 de gaz, 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 ?

$$\begin{array}{ll}
 1. P_2 = ? & 4. P_2 = \frac{100,8 \text{ kPa} \times 550,0 \text{ ml}}{330,0 \text{ ml}} \\
 2. V_1 = 550,0 \text{ ml} & = 168,0 \text{ kPa} \\
 P_1 = 100,8 \text{ kPa} & \\
 V_2 = 330,0 \text{ ml} & \\
 3. P_1 V_1 = P_2 V_2 & \\
 \text{D'où } P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} &
 \end{array}$$

Réponse: La pression du ballon sera alors de 168,0 kPa.

- 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 ?

$$\begin{array}{ll}
 1. V_2 = ? & 4. \text{ Conversion de } P_1 \text{ en kPa} \\
 2. V_1 = 45 \text{ ml} & P_1 = \frac{680 \text{ mm Hg} \times 101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} \\
 P_1 = 680 \text{ mm Hg} & = 90,6 \text{ kPa} \\
 P_2 = 120 \text{ kPa} & \\
 3. P_1 V_1 = P_2 V_2 & \text{Calcul du volume final} \\
 \text{D'où } V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} & V_2 = \frac{90,6 \text{ kPa} \times 45 \text{ ml}}{120 \text{ kPa}} \\
 760 \text{ mm Hg} = 101,3 \text{ kPa} & = 34 \text{ ml}
 \end{array}$$

Réponse: Le volume du gaz sera de 34 ml.

- 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 ?

Exemple de démarche.

1. $P_1 = ?$

2. $V_1 = 20,0 \text{ L}$

$P_2 = 101,3 \text{ kPa}$

$V_2 = 500 \text{ ballons} \times 1,200 \text{ L/ballon}$
 $= 600,0 \text{ L}$

3. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

D'où $P_1 = \frac{P_2 V_2}{V_1}$

4. **Calcul de la pression nécessaire pour gonfler les ballons**

$$P_1 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 600,0 \text{ L}}{20,0 \text{ L}}$$

$$= 3039 \text{ kPa}$$

Calcul de la pression minimale dans la bouteille

Comme on ne peut pas vider complètement une bouteille de gaz, la pression finale dans la bouteille sera égale à la pression atmosphérique, soit 101,3 kPa.

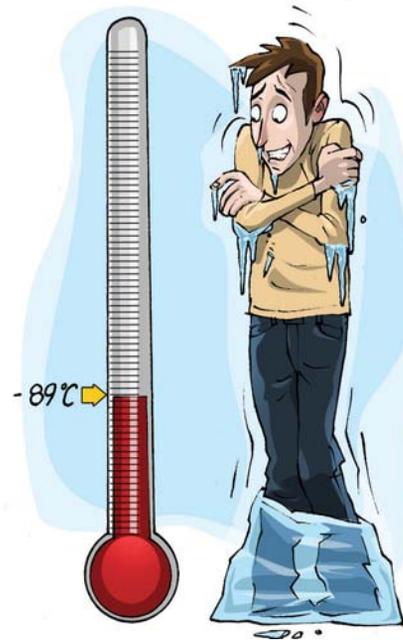
$$P_{\text{minimale}} = 3039 \text{ kPa} + 101,3 \text{ kPa}$$

$$= 3140,3 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression minimale dans la bouteille devra être de $3,14 \times 10^3 \text{ kPa}$.

- 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.

Oui, elles en possèdent encore. En effet, l'énergie cinétique des particules de gaz ne devient pas nulle à 0 °C. Sinon, il n'y aurait plus d'air pour respirer en dessous de cette température. Cette valeur de la température correspond plutôt au point de congélation de l'eau.



- 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 kelvins est une échelle de température absolue, donc 0 K correspond à la température la plus basse qui puisse exister.

- 12 Par une froide journée d'hiver, où règne une température de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$, 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 $22\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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.)

$$\begin{array}{ll}
 1. V_2 = ? & 4. V_2 = \frac{2,3 \text{ L} \times 295 \text{ K}}{253 \text{ K}} \\
 2. V_1 = 2,3 \text{ L} & = 2,7 \text{ L} \\
 T_1 = -20\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 253 \text{ K} & \\
 T_2 = 22\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 295 \text{ K} & \\
 3. \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} & \\
 \text{D'où } V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} &
 \end{array}$$

Réponse: Il y a de fortes chances que le ballon éclate lorsque Sandrine entrera dans la maison.

- 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 $4,0\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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?

$$\begin{array}{ll}
 1. T_2 = ? & 4. T_2 = \frac{102,4 \text{ ml} \times 277,0 \text{ K}}{82,5 \text{ ml}} \\
 2. V_1 = 82,5 \text{ ml} & = 343,8 \text{ K} - 273 = 70,8\text{ }^{\circ}\text{C} \\
 T_1 = 4,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 277,0 \text{ K} & \\
 V_2 = 102,4 \text{ ml} & \\
 3. \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} & \\
 \text{D'où } T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} &
 \end{array}$$

Réponse: Le thermomètre indique une température de $71\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- 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 °C si on mesure une pression de 92 kPa à 27 °C ?

1. $P_2 = ?$

2. $P_1 = 92\text{ kPa}$

$$T_1 = 27\text{ °C} + 273 = 300\text{ K}$$

$$T_2 = -123\text{ °C} + 273 = 150\text{ K}$$

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

$$\text{D'où } P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

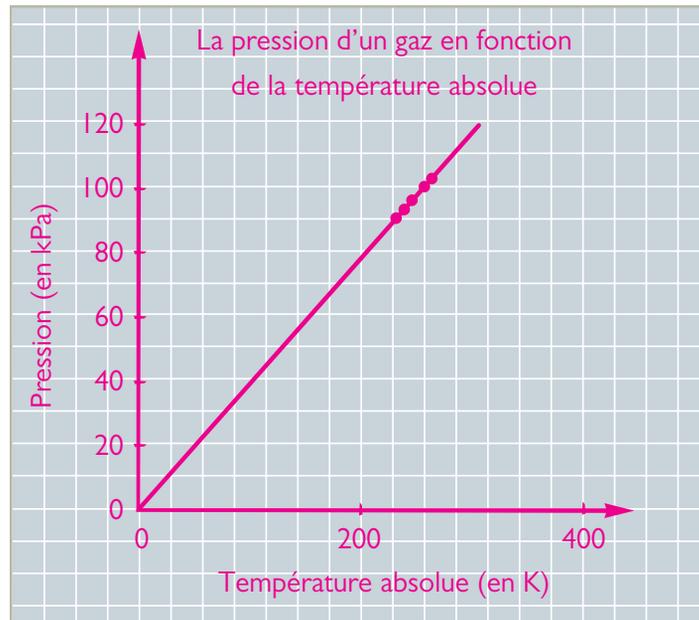
$$4. P_2 = \frac{92\text{ kPa} \times 150\text{ K}}{300\text{ K}} = 46\text{ kPa}$$

Réponse : La pression exercée par le gaz est de 46 kPa .

- 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 °C)	Pression (en kPa)
5,0	100,0
15,0	103,6
25,0	107,2
35,0	110,8
45,0	114,4



Exemple de calcul.

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{100\text{ kPa} \times 288,0\text{ K}}{278,0\text{ K}} = 103,6\text{ kPa}$$

Réponse : La relation est directement proportionnelle puisque sa représentation graphique donne une droite qui passe par l'origine.

- 16 Tôt le matin, alors que la température est de 10 °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 °C et que la pression atmosphérique demeurerait constante ?

1. $P_2 = ?$

2. Pression atmosphérique = 101 kPa

Pression initiale de la jauge = 240 kPa

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

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

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

D'où $P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$

4. **Calcul de la pression initiale dans le pneu**

$P_1 = 240\text{ kPa} + 101\text{ kPa}$

$= 341\text{ kPa}$

Calcul de la pression finale dans le pneu

$P_2 = \frac{341\text{ kPa} \times 295\text{ K}}{283\text{ K}}$

$= 355\text{ kPa}$

Calcul de la pression finale de la jauge

Pression finale de la jauge = 355 kPa – 101 kPa
 $= 254\text{ kPa}$

Réponse: La jauge de pression indiquerait une pression relative de 254 kPa.

- 17 Un ballon de verre vide de 2,0 L a une masse de 385,3 g. Lorsqu'il est rempli de dioxygène, on note alors une masse de 388,0 g. En vidant le ballon et en le remplissant d'un gaz inconnu, on note une masse de 389,0 g.

a) Quelle est la masse molaire du gaz inconnu ?

1. $M_x = ?$

2. Masse du ballon vide:

385,3 g

Masse du O₂ :

$388,0\text{ g} - 385,3\text{ g} = 2,7\text{ g}$

Masse du gaz inconnu:

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

3. $M = \frac{m}{n}$

D'où $n = \frac{m}{M}$

4. **Calcul du nombre de moles de O₂**

$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} = \frac{2,7\text{ g}}{32,00\text{ g/mol}} = 0,084\text{ mol}$

Selon l'hypothèse d'Avogadro

$n_x = n_{\text{O}_2} = 0,084\text{ mol}$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu

$M_x = \frac{m_x}{n_x} = \frac{3,7\text{ g}}{0,084\text{ mol}} = 44\text{ g/mol}$

Réponse: La masse molaire du gaz inconnu est de 44 g/mol.

b) Quel est le gaz inconnu parmi les gaz suivants: CH₄, N₂, CO₂, SO₂ ?

Le gaz inconnu est le CO₂.

- 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 ?

1. $M_x = ?$

2. Masse du ballon vide :
250,0 g

Masse du H_2 :

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

Masse du gaz inconnu :

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

3. $M = \frac{m}{n}$

D'où $n = \frac{m}{M}$

4. **Calcul du nombre de moles de H_2**

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{3,6 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 1,8 \text{ mol}$$

Selon l'hypothèse d'Avogadro

$$n_x = n_{\text{H}_2} = 1,8 \text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu

$$M_x = \frac{m_x}{n_x} = \frac{57,2 \text{ g}}{1,8 \text{ mol}} = 32 \text{ g/mol}$$

Réponse : Le gaz inconnu est probablement du dioxygène (O_2).

- 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.

1. $n_2 = ?$

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

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

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

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

D'où $n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$

4. **Calcul de la quantité de gaz finale**

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

$$= 1,7 \text{ mol}$$

Calcul de la quantité de gaz à enlever

$$4,0 \text{ mol} - 1,7 \text{ mol} = 2,3 \text{ mol}$$

Réponse : Il faudra enlever 2,3 mol de gaz.

- 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 ?

1. $V_2 = ?$

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

$m_1 = 7,00 \text{ g}$

$n_2 = n_1 + 1,75 \text{ mol}$

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

D'où $V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$

$M = \frac{m}{n}$

D'où $n = \frac{m}{M}$

4. **Calcul de la quantité de gaz initiale**

$$n_1 = \frac{7,00 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,250 \text{ mol}$$

Calcul de la quantité de gaz finale

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

Calcul du volume final

$$V_2 = \frac{5,25 \text{ L} \times 2,00 \text{ mol}}{0,250 \text{ mol}}$$

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

Réponse: Le volume du ballon sera de 42,0 L.

- 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 ?

1. $V_2 = ?$

2. $V_1 = 35,0 \text{ ml}$

$n_1 = 0,200 \text{ mol}$

$n_2 = 0,200 \text{ mol} + 0,400 \text{ mol} = 0,600 \text{ mol}$

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

D'où $V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$

4. $V_2 = \frac{35,0 \text{ ml} \times 0,600 \text{ mol}}{0,200 \text{ mol}}$

$$= 105 \text{ ml}$$

Réponse: Le nouveau volume sera de 105 ml.

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

1. ? mol \rightarrow 115 L
2. 1 mol \rightarrow 22,4 L (à TPN)
3. $\frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = \frac{? \text{ mol}}{115 \text{ L}}$
4. $\frac{1 \text{ mol} \times 115 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 5,13 \text{ mol}$

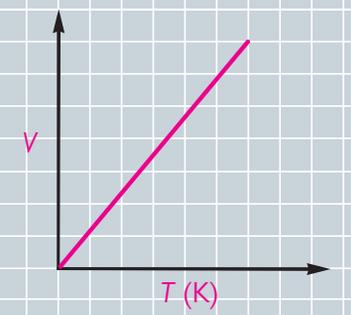
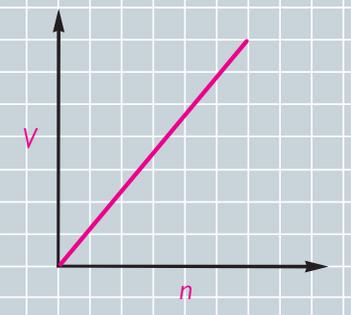
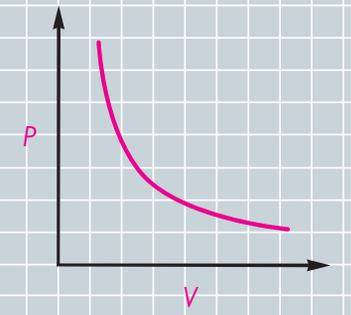
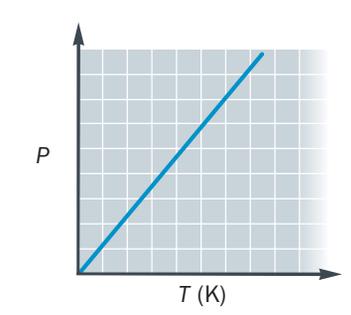
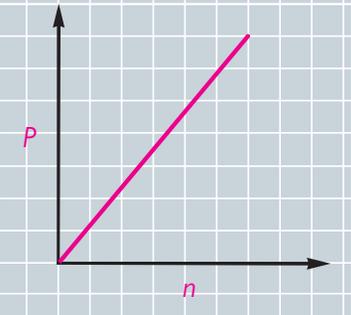
Réponse: Cet échantillon contient 5,13 mol de gaz.

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 ?

1. 20,5 g correspond à ? L
2. 1 mol correspond à 24,5 L (à TAPN)
3. $M = \frac{m}{n}$, d'où $n = \frac{m}{M}$
4. $n = \frac{20,5 \text{ g}}{64,07 \text{ g/mol}}$
 $= 0,320 \text{ mol}$
 $\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ L}}{0,320 \text{ mol}}$
 $\frac{24,5 \text{ L} \times 0,320 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 7,84 \text{ L}$

Réponse: Ce gaz occupe un volume de 7,84 L.

24 Remplissez le tableau ci-dessous.

Variables en relation	Variables qui ne doivent pas varier	Formule	Graphique
V et T	P et n	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	
V et n	P et T	$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$	
P et V	T et n	$P_1V_1 = P_2V_2$	
P et T	V et n	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	
P et n	V et T	$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$	

Exercices

2.2 La loi générale des gaz

1 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.

La relation entre la température et la quantité de gaz est inversement proportionnelle. En effet, lorsqu'on augmente la température, les particules de gaz bougent plus vite. La seule manière de garder la même fréquence de collisions en maintenant la pression et le volume constants est de diminuer le nombre de particules, autrement dit de laisser une partie du gaz s'échapper.

b) Quelle formule représente cette relation ?

$$n_1 T_1 = n_2 T_2$$

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 $27,0\text{ }^\circ\text{C}$?

1. $P_2 = ?$

2. $P_1 = 90,0\text{ kPa}$

$$V_1 = 2,50\text{ L}$$

$$n_1 = 0,300\text{ mol}$$

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

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

$$n_2 = 0,300\text{ mol} \times 2 = 0,600\text{ mol}$$

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

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

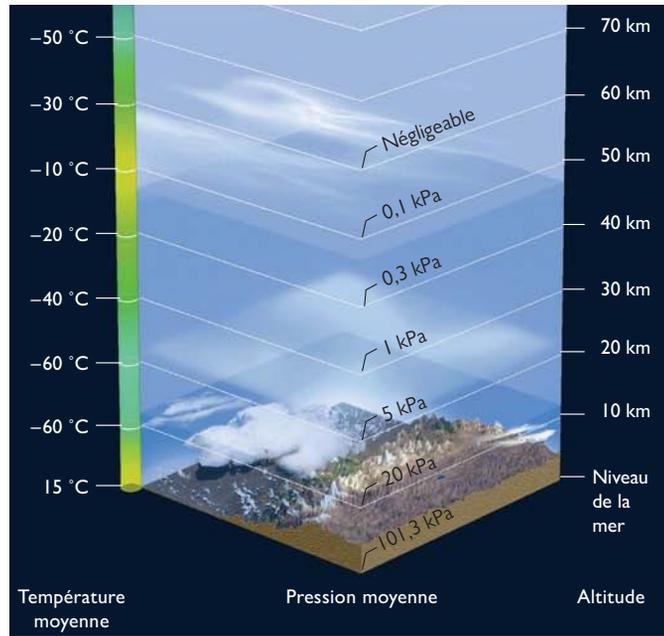
$$\text{D'où } P_2 = \frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 V_2}$$

$$4. P_2 = \frac{90,0\text{ kPa} \times 2,50\text{ L} \times 0,600\text{ mol} \times 300,0\text{ K}}{0,300\text{ mol} \times 100,0\text{ K} \times 6,50\text{ L}}$$
$$= 208\text{ kPa}$$

Réponse: La pression sera de 208 kPa.

- 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 ?



$$1. V_1 = ?$$

$$2. P_1 = 102,6 \text{ kPa}$$

$$T_1 = 22,4 \text{ °C} + 273 = 295,4 \text{ K}$$

$$P_2 = 20 \text{ kPa}$$

$$V_2 = 120\,000 \text{ L}$$

$$T_2 = -60 \text{ °C} + 273 = 213 \text{ K}$$

$$3. \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Comme n reste constant, je peux le supprimer dans la formule.

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

$$\text{D'où } V_1 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 T_2}$$

$$4. V_1 = \frac{20 \text{ kPa} \times 120\,000 \text{ L} \times 295,4 \text{ K}}{102,6 \text{ kPa} \times 213 \text{ K}} = 32\,441 \text{ L}$$

Réponse: Le volume d'hélium à injecter dans le ballon est de $3,2 \times 10^4 \text{ L}$.

- 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 ?

$$1. V_2 = ?$$

$$2. P_1 = x$$

$$V_1 = 64,2 \text{ L}$$

$$n_1 = y$$

$$T_1 = z$$

$$P_2 = 4x$$

$$n_2 = \frac{2}{3} y$$

$$T_2 = \frac{1}{2} z$$

$$3. \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

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

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

Réponse: Le volume du gaz sera de 5,35 L.

- 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 ?

1. $P_2 = ?$

2. $m_{\text{O}_2} = 134,4 \text{ g}$

$P_1 = 85,00 \text{ kPa}$

$m_{\text{N}_2} = 207,2 \text{ g}$

$T_1 = x$

$T_2 = 2x$

$V_1 = y$

$V_2 = \frac{1}{3}y$

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

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

$M = \frac{m}{n}$

D'où $n = \frac{m}{M}$

4. **Calcul du nombre de moles de O₂**

$$n_{\text{O}_2} = \frac{134,4 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 4,200 \text{ mol}$$

Calcul du nombre de moles initial

$$n_1 = n_{\text{O}_2} = 4,200 \text{ mol}$$

Calcul du nombre de moles de N₂

$$n_{\text{N}_2} = \frac{207,2 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 7,395 \text{ mol}$$

Calcul du nombre de moles final

$$\begin{aligned} n_2 &= n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} \\ &= 4,200 \text{ mol} + 7,395 \text{ mol} \\ &= 11,595 \text{ mol} \end{aligned}$$

Calcul de la pression finale

$$\begin{aligned} P_2 &= \frac{85,00 \text{ kPa} \times y \times 11,595 \text{ mol} \times 2x}{\frac{1}{3}y \times 4,200 \text{ mol} \times x} \\ &= 1408 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: La pression mesurée sera de 1408 kPa.

- 6 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 ?



1. $V_1 = ?$

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

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

$P_2 = 2645 \text{ kPa}$

$V_2 = 20,00 \text{ L}$

$T_2 = 298 \text{ K}$

3. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

D'où $V_1 = \frac{P_2 V_2}{P_1}$

4. **Calcul du volume d'air nécessaire**

$$\begin{aligned} V_1 &= \frac{2645 \text{ kPa} \times 20,00 \text{ L}}{101,3 \text{ kPa}} \\ &= 522,2 \text{ L} \end{aligned}$$

Calcul du volume d'air à ajouter

Il y a 20,00 L d'air dans le réservoir.

$$522,2 \text{ L} - 20,00 \text{ L} = 502,2 \text{ L}$$

Réponse: Il faudrait ajouter 502,2 L d'air.

Exercices

2.3 La loi des gaz parfaits

1 On emprisonne un gaz parfait dans une seringue.

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

Elles auront moins d'énergie cinétique. Elles bougeront donc moins vite.

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

La pression et le volume seront nuls.

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.

Non, le diazote n'aura pas le même comportement. En effet, le diazote se liquéfiera avant d'atteindre 0 K (il se liquéfie à -196 °C).

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 $20,0\text{ °C}$ et une pression de 860 kPa ?

1. $n = ?$

2. $P = 860\text{ kPa}$

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

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

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

3. $PV = nRT$

D'où $n = \frac{PV}{RT}$

$$4. n = \frac{860\text{ kPa} \times 0,500\text{ L}}{8,314\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 293\text{ K}}$$

$$= 0,177\text{ mol}$$

Réponse: Le cylindre peut contenir 0,177 mol de gaz.

- 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.

$$\begin{array}{ll}
 1. R = ? & \\
 2. P = 300,0\text{ kPa} & 4. R = \frac{300,0\text{ kPa} \times 5,00\text{ L}}{1\text{ mol} \times 173,0\text{ K}} \\
 V = 5,00\text{ L} & = 8,67\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \\
 T = -100,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 173,0\text{ K} & \\
 n = 1\text{ mol} & \\
 3. PV = nRT & \\
 \text{D'où } R = \frac{PV}{nT} &
 \end{array}$$

Réponse : La constante est de $8,67\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$. Le gaz n'est pas parfait, puisque la constante n'est pas égale à $8,314\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$.

- 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 ?

$$\begin{array}{ll}
 1. n = ? & 4. \text{ Calcul de la quantité de gaz} \\
 2. P = 245\text{ kPa} & n = \frac{245\text{ kPa} \times 135\text{ L}}{8,314\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 358,0\text{ K}} \\
 V = 135\text{ L} & = 11,1\text{ mol de dioxyde de soufre} \\
 R = 8,314\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} & \text{Calcul de la masse} \\
 T = 85,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 358,0\text{ K} & m = 64,07\text{ g/mol} \times 11,1\text{ mol} \\
 3. PV = nRT & = 711,2\text{ g} \\
 \text{D'où } n = \frac{PV}{RT} & \\
 M = \frac{m}{n} & \\
 \text{D'où } m = Mn &
 \end{array}$$

Réponse : La bouteille contient 711 g de dioxyde de soufre.

- 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 $1,00\text{ kPa}$. Quel est ce gaz parmi les suivants : hélium, néon, argon ou krypton ?

1. $M = ?$

2. $P = 1,00\text{ kPa}$

$V = 750\text{ ml} = 0,750\text{ L}$

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

$T = 22\text{ °C} + 273 = 295\text{ K}$

$m = 1,22 \times 10^{-2}\text{ g}$

3. $PV = nRT$

D'où $n = \frac{PV}{RT}$

$M = \frac{m}{n}$

4. **Calcul de la quantité de gaz**

$$n = \frac{1,00\text{ kPa} \times 0,750\text{ L}}{8,314\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 295\text{ K}}$$

$$= 3,06 \times 10^{-4}\text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz

$$M = \frac{1,22 \times 10^{-2}\text{ g}}{3,06 \times 10^{-4}\text{ mol}}$$

$$= 39,9\text{ g/mol}$$

Réponse : Le gaz contenu dans le tube fluorescent est probablement de l'argon.

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

1. $V = ?$

2. $P = 205,6\text{ kPa}$

$n = 4,5\text{ mol}$

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

$T = 22\text{ °C} + 273 = 295\text{ K}$

3. $PV = nRT$

D'où $V = \frac{nRT}{P}$

4. $V = \frac{4,5\text{ mol} \times 8,314\text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 295\text{ K}}{205,6\text{ kPa}}$

$$= 53,7\text{ L}$$

Réponse : Le volume du contenant doit être de 54 L.

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 ?



1. $P_T = ?$
2. $P_{p\text{CH}_4} = 195,4 \text{ kPa}$
 $P_{p\text{C}_3\text{H}_8} = 257,8 \text{ kPa}$
 $P_{p\text{C}_4\text{H}_{10}} = 178,3 \text{ kPa}$
3. $P_T = P_{p\text{CH}_4} + P_{p\text{C}_3\text{H}_8} + P_{p\text{C}_4\text{H}_{10}}$
4. $P_T = 195,4 \text{ kPa} + 257,8 \text{ kPa} + 178,3 \text{ kPa}$
 $= 631,5 \text{ kPa}$

Réponse: La pression totale dans la bouteille sera de 631,5 kPa.

- 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.)

1. $P_{p\text{CO}} = ?$
2. $P_T = 102,6 \text{ kPa}$
 $P_{p\text{CO}_2} = 80,2 \text{ kPa}$
 $P_{p\text{H}_2\text{O}} \text{ à } 21 \text{ °C} = 2,49 \text{ kPa}$
3. $P_T = P_{p\text{CO}_2} + P_{p\text{CO}} + P_{p\text{H}_2\text{O}}$
 D'où $P_{p\text{CO}} = P_T - P_{p\text{CO}_2} - P_{p\text{H}_2\text{O}}$
4. $P_{p\text{CO}} = 102,6 \text{ kPa} - 80,2 \text{ kPa} - 2,49 \text{ kPa}$
 $= 19,9 \text{ kPa}$

Réponse: La pression partielle du monoxyde de carbone est de 19,9 kPa.

- 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 ?

1. $P_T = ?$

2. $m_{\text{He}} = 0,340 \text{ g}$

$m_{\text{Ne}} = 0,680 \text{ g}$

$m_{\text{Kr}} = 0,340 \text{ g}$

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

3. $M = \frac{m}{n}$

D'où $n = \frac{m}{M}$

$P_{p\text{Ne}} = P_T \frac{n_{\text{Ne}}}{n_T}$

D'où $P_T = \frac{P_{p\text{Ne}} n_T}{n_{\text{Ne}}}$

4. **Calcul de n_{He}**

$$n_{\text{He}} = \frac{0,340 \text{ g}}{4,00 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,0850 \text{ mol}$$

Calcul de n_{Ne}

$$n_{\text{Ne}} = \frac{0,680 \text{ g}}{20,18 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,0336 \text{ mol}$$

Calcul de n_{Kr}

$$n_{\text{Kr}} = \frac{0,340 \text{ g}}{83,80 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,00406 \text{ mol}$$

Calcul de n_T

$$n_T = n_{\text{He}} + n_{\text{Ne}} + n_{\text{Kr}}$$

$$= 0,0850 \text{ mol} + 0,0336 \text{ mol}$$

$$+ 0,00406 \text{ mol}$$

$$= 0,1227 \text{ mol}$$

Calcul de P_T

$$P_T = \frac{260 \text{ kPa} \times 0,1227 \text{ mol}}{0,0336 \text{ mol}}$$

$$= 949 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression totale du mélange gazeux est de 949 kPa.

- 4 Dans un ballon de 10 L, l'atmosphère est un mélange de 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 ?

1. $P_{p\text{CO}_2} = ?$

$P_{p\text{SO}_2} = ?$

2. $n_{\text{CO}_2} = 5,00 \text{ mol}$

$n_{\text{SO}_2} = 7,00 \text{ mol}$

$P_T = 260 \text{ kPa}$

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

4. **Calcul du nombre total de moles**

$$n_T = 5,00 \text{ mol} + 7,00 \text{ mol} = 12,00 \text{ mol}$$

Calcul de la pression partielle de chacun des gaz

$$P_{p\text{CO}_2} = \frac{260 \text{ kPa} \times 5,00 \text{ mol}}{12,00 \text{ mol}} = 108 \text{ kPa}$$

$$P_{p\text{SO}_2} = \frac{260 \text{ kPa} \times 7,00 \text{ mol}}{12,00 \text{ mol}} = 152 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression partielle du CO_2 est de 108 kPa et celle du SO_2 est de 152 kPa.

- 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 ?

$$1. n_{N_2} = ?$$

$$2. P_T = 240 \text{ kPa}$$

$$P_{pN_2} = 220 \text{ kPa}$$

$$n_T = 100 \%$$

$$3. P_{pN_2} = P_T \frac{n_{N_2}}{n_T}$$

$$\text{D'où } n_{N_2} = P_{pN_2} \frac{n_T}{P_T}$$

$$4. n_{N_2} = \frac{220 \text{ kPa} \times 100 \%}{240 \text{ kPa}} \\ = 91,7\%$$

Réponse : La proportion du N_2 dans le mélange est de 91,7%.

- 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 ?

$$1. P_{pCO_2} = ?$$

$$2. P_T = 91,8 \text{ atm}$$

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

$$n_T = 100 \%$$

$$3. P_{pCO_2} = P_T \frac{n_{CO_2}}{n_T}$$

$$4. P_{pCO_2} = \frac{91,8 \text{ atm} \times 96,5 \%}{100 \%} \\ = 88,6 \text{ atm}$$

Réponse : La pression partielle du dioxyde de carbone est de 88,6 atm.

Exercices

Synthèse du chapitre 2

- 1 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.

Le fait que l'hélium soit plus léger que l'air explique le fait qu'il s'élève dans la troposphère, mais non que son volume augmente.

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

Comme le volume est directement proportionnel à la température, si la température diminue, le volume diminue. Donc, la diminution de température ne peut expliquer le fait que le volume augmente.

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

Comme le volume est inversement proportionnel à la pression, le fait que la pression diminue explique le fait que le volume augmente au fur et à mesure que le ballon s'élève.

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

Comme le volume du ballon diminue à mesure que l'hélium s'en échappe, sa vitesse de diffusion ne peut expliquer l'augmentation de volume.

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

Cet échantillon contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules, puisque 22,4 L représentent le volume d'une mole de gaz dans ces conditions (TPN).



- 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 ?

1. $n_2 = ?$

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

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

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

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

D'où $n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$

4. **Calcul de la quantité de gaz finale**

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

$$= 0,94 \text{ mol}$$

Calcul de la quantité de gaz à ajouter

$$0,94 \text{ mol} - 0,36 \text{ mol} = 0,58 \text{ mol}$$

Réponse: On devra ajouter 0,58 mol d'hélium.

- 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 ?

1. $V_1 = ?$

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

$P_2 = 360 \text{ kPa}$

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

3. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

D'où $V_1 = \frac{P_2 V_2}{P_1}$

4. **Calcul du volume d'air nécessaire**

$$V_1 = \frac{360 \text{ kPa} \times 2500 \text{ ml}}{100 \text{ kPa}}$$

$$= 9000 \text{ ml}$$

Calcul du nombre de coups de pompe

$$\frac{9000 \text{ ml}}{120 \text{ ml/coup}} = 75 \text{ coups}$$

Réponse: Alexandre devra donner 75 coups de pompe.

- 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 $-5,0\text{ }^{\circ}\text{C}$?

$$\begin{aligned}
 1. \quad & V_2 = ? \\
 2. \quad & P_1 = 101,3 \text{ kPa} \\
 & T_1 = 25\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K} \\
 & V_1 = 1,4 \text{ L} \\
 & P_2 = 68 \text{ kPa} \\
 & T_2 = -5,0\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 268,0 \text{ K} \\
 3. \quad & \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \\
 & \text{D'où } V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} \\
 4. \quad & V_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 1,4 \text{ L} \times 268,0 \text{ K}}{68 \text{ kPa} \times 298 \text{ K}} \\
 & = 1,9 \text{ L}
 \end{aligned}$$

Réponse: Le volume du ballon sera de 1,9 L.

- 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?

$$\begin{aligned}
 1. \quad & V = ? \\
 2. \quad & P = 101,3 \text{ kPa} \\
 & n = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{5000 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 113,6 \text{ mol} \\
 & R = 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \\
 & T = 25\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ K} \\
 3. \quad & PV = nRT \\
 & \text{D'où } V = \frac{nRT}{P} \\
 4. \quad & \text{Calcul du volume total} \\
 & V = \frac{113,6 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 298 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}} \\
 & = 2778,4 \text{ L} \\
 & \text{Calcul du volume réel} \\
 & \text{Il reste 3 L dans l'extincteur.} \\
 & \text{Donc, } 2778 \text{ L} - 3 \text{ L} = 2775 \text{ L}
 \end{aligned}$$

Réponse: Le volume du gaz qui s'échappera sera de 2775 L.

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

Non, le volume sera plus grand, puisque le volume est directement proportionnel 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.

L'énoncé b) est vrai. Comme la masse molaire du dihydrogène est deux fois plus petite que celle de l'hélium, pour une même masse, il y aura deux fois plus de molécules de dihydrogène que d'hélium. Comme la pression est directement proportionnelle au nombre de particules de gaz, la pression du dihydrogène sera deux fois plus grande que celle de l'hélium.

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 : H₂, N₂, O₂ ou CO₂? 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

1. $M = ?$, donc $n = ?$

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

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

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

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

Calcul de la masse du gaz

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

3. $PV = nRT$

D'où $n = \frac{PV}{RT}$

4. **Calcul de la quantité de gaz**

$$n = \frac{102,6 \text{ kPa} \times 0,075 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 295,6 \text{ K}} = 0,0031 \text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz

$$M = \frac{m}{n} = \frac{0,087 \text{ g}}{0,0031 \text{ mol}} = 28 \text{ g/mol}$$

Réponse : Le gaz contenu dans la seringue est probablement du diazote, puisque sa masse molaire se rapproche de 28 g/mol.

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 ?

$$1. V = ?$$

$$2. P = 330,0 \text{ kPa}$$

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

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

$$T = 100,0 \text{ °C} + 273 = 373,0 \text{ K}$$

$$3. PV = nRT$$

$$\text{D'où } V = \frac{nRT}{P}$$

$$4. V = \frac{1 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 373,0 \text{ K}}{330,0 \text{ kPa}} = 9,397 \text{ L}$$

Réponse: Le volume molaire de l'argon est de 9,397 L/mol.

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

Ce volume contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'argon, puisque le volume molaire correspond au volume d'une mole de gaz.

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 est de 9,397 L/mol, puisque le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz qu'il contient, mais uniquement de la température et de la pression.

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, puisqu'il y a une relation inversement proportionnelle entre la pression et le volume.

10 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 ?	<u>Il demeure en phase gazeuse jusqu'à ce qu'il atteigne 0 K.</u>	<u>Il se liquéfie avant d'atteindre 0 K.</u>
b) Quelle est la valeur du volume molaire à TPN ?	<u>Le volume molaire est de 22,4 L à TPN.</u>	<u>Le volume molaire est autour de 22,4 L à TPN.</u>
c) Dans quelles conditions de température et de pression la valeur de la constante R est-elle de 8,314 kPa·L/mol·K ?	<u>La constante R vaut 8,314 kPa·L/mol·K quelles que soient les conditions de température et de pression.</u>	<u>La constante R vaut 8,314 kPa·L/mol·K seulement à haute température et à basse pression.</u>

- 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 ?

1. Je calcule le volume de gaz produit par bouteille d'hélium.

$$V_2 = ?$$

$$2. V_1 = 25 \text{ L}$$

$$P_1 = 6000 \text{ kPa}$$

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

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

$$P_2 = 100 \text{ kPa}$$

$$3. \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\text{D'où } V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

4. **Calcul du volume disponible par bouteille**

$$V_2 = \frac{6000 \text{ kPa} \times 25 \text{ L} \times 293 \text{ K}}{100 \text{ kPa} \times 298 \text{ K}}$$

$$= 1475 \text{ L}$$

Comme il restera 25 L de gaz dans la bouteille :
1475 L – 25 L = 1450 L

Chaque bouteille d'hélium peut produire 1450 L.

Calcul du volume nécessaire pour gonfler tous les ballons

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

Calcul du nombre de bouteilles

$$\frac{2400 \text{ L}}{1450 \text{ L/bouteilles}} = 1,66 \text{ bouteille}$$

Réponse : Andréanne devra acheter 2 bouteilles d'hélium de 25 L.

- 12 Un ballon de verre de 2,5 L contient 3,8 g de méthane (CH₄). 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 ?

$$1. m_{\text{Ne}} = ?$$

2. V , T et P sont constants.

$$m_{\text{CH}_4} = 3,8 \text{ g}$$

$$3. M = \frac{m}{n}$$

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M} \text{ et } m = M \times n$$

4. **Calcul de la quantité de CH₄**

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{3,8 \text{ g}}{16,06 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,24 \text{ mol}$$

Selon l'hypothèse d'Avogadro

$$n_{\text{Ne}} = n_{\text{CH}_4}$$

$$= 0,24 \text{ mol}$$

Calcul de la masse de Ne

$$m_{\text{Ne}} = 20,18 \text{ g/mol} \times 0,24 \text{ mol}$$

$$= 4,8 \text{ g}$$

Réponse : La masse de néon contenu dans le ballon est de 4,8 g.

- 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. Les quatre gaz occupent donc le même espace puisqu'ils sont mélangés dans le même contenant.

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

Les quatre gaz possèdent la même énergie cinétique puisqu'ils sont à la même température.

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

Le krypton frappe les parois avec le plus de force, puisque sa masse molaire est la plus grande.

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

L'hélium contient le plus grand nombre de particules, puisque sa pression partielle est plus grande que celle des autres gaz.

- e) Quelle est la pression totale du mélange?

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

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

$$\begin{aligned} P_{p\text{He}} &= P_T \frac{n_{\text{He}}}{n_T} \\ \text{D'où } n_{\text{He}} &= P_{p\text{He}} \frac{n_T}{P_T} \\ n_{\text{He}} &= \frac{200 \text{ kPa} \times 100 \%}{600 \text{ kPa}} \\ &= 33,3 \% \end{aligned}$$

Réponse: La proportion de l'hélium dans le mélange est de 33,3%.

- 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 ?

Voici une façon de résoudre ce problème:

1. $M_x = ? \quad n_x = ?$

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

$$n_1 = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{0,90 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 0,020 \text{ mol}$$

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

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

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

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

$$\text{D'où } n_2 = \frac{P_2 n_1 T_1}{T_2 P_1}$$

4. **Calcul du nombre de moles du gaz inconnu**

$$n_2 = \frac{235 \text{ kPa} \times 0,020 \text{ mol} \times 293 \text{ K}}{333 \text{ K} \times 100 \text{ kPa}} = 0,041 \text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu

$$M_x = \frac{m_x}{n_x} = \frac{0,68 \text{ g}}{0,041 \text{ mol}} = 16,6 \text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz inconnu est de 17 g/mol.

- 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 ?

1. $T_2 = ?$

2. $P_1 = 102,3 \text{ kPa} + 2 \times 100,0 \text{ kPa} = 302,3 \text{ kPa}$

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

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

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

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

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

$$\text{D'où } T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

4. $T_2 = \frac{102,3 \text{ kPa} \times 2,40 \text{ ml} \times 281,0 \text{ K}}{302,3 \text{ kPa} \times 0,80 \text{ ml}} = 285 \text{ K}$

Réponse: La température à la surface de l'eau est de 285 K, soit 12 °C.

Défis du chapitre 2

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 ?

$$\begin{aligned} 1. P_{p\text{H}_2\text{O}} &= ? \\ 2. n_{\text{H}_2} &= 2,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \\ n_{\text{H}_2\text{O}} &= 6,0 \times 10^{-5} \text{ mol} \\ P_T &= 102,6 \text{ kPa} \\ 3. P_{p\text{H}_2\text{O}} &= P_T \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_T} \\ 4. P_{p\text{H}_2\text{O}} &= \frac{102,6 \text{ kPa} \times 6,0 \times 10^{-5} \text{ mol}}{2,06 \times 10^{-3} \text{ mol}} \\ &= 2,99 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: Selon l'ANNEXE 4, le gaz a été recueilli à une température de 24 °C, puisque la pression de la vapeur d'eau est de 3,0 kPa.

- 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 ?

$$\begin{aligned} 1. P_T &= ? \\ 2. P_{\text{Ar}} &= 250 \text{ kPa avec } V = 2,00 \text{ L} \\ P_{\text{Kr}} &= 300 \text{ kPa avec } V = 2,50 \text{ L} \\ V \text{ du mélange} &= 10,0 \text{ L} \\ 3. P_1 V_1 &= P_2 V_2 \\ P_T &= P_{\text{Ar}} + P_{\text{Kr}} \\ 4. \text{Calcul de la } P_{p\text{Ar}} \text{ dans le ballon de 10 L} \\ P_{p\text{Ar}} = P_2 &= \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{250 \text{ kPa} \times 2,00 \text{ L}}{10,0 \text{ L}} = 50,0 \text{ kPa} \\ \text{Calcul de la } P_{p\text{Kr}} \text{ dans le ballon de 10 L} \\ P_{p\text{Kr}} = P_2 &= \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{300 \text{ kPa} \times 2,50 \text{ L}}{10,0 \text{ L}} = 75,0 \text{ kPa} \\ \text{Calcul de la pression totale} \\ P_T &= 50,0 \text{ kPa} + 75,0 \text{ kPa} = 125 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: La pression totale dans le ballon sera de 125 kPa.

- 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 ?

1. $P_T = ?$

2. $P_{\text{Air}} = 100,0 \text{ kPa}$

$$T_1 = 22 \text{ °C} + 273 = 295 \text{ K}$$

$$T_2 = 4 \text{ °C} + 273 = 277 \text{ K}$$

$$V = 50,0 \text{ L}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} = \frac{10,0 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 0,227 \text{ mol}$$

3. $P_T = P_{p\text{Air}} + P_{p\text{CO}_2}$ à 4,0 °C

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

$$\text{D'où } P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

$$PV = nRT$$

$$\text{D'où } P_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} RT}{V}$$

4. **Calcul de la nouvelle pression de l'air**

$$P_2 = \frac{100,0 \text{ kPa} \times 277 \text{ K}}{295 \text{ K}}$$

$$= 93,9 \text{ kPa}$$

- Calcul de la nouvelle pression du CO_2**

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{0,227 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 277 \text{ K}}{50,0 \text{ L}}$$

$$= 10,5 \text{ kPa}$$

- Calcul de la pression totale**

$$P_T = 93,9 \text{ kPa} + 10,5 \text{ kPa} = 104,4 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression totale dans le contenant sera de 104,4 kPa.

- 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.

La pression P_1 est plus grande que la pression P_2 puisque, à une température donnée, le volume à P_1 est plus petit que celui à P_2 . Plus le volume est grand, plus la pression est petite.