

## Exercices supplémentaires

CORRIGÉ

**CHAPITRE 2 :  
LE COMPORTEMENT DES GAZ****2.1 LES LOIS SIMPLES DES GAZ**

1. Lequel des énoncés suivants est vrai ?

- A. Si le volume d'un gaz double, le mouvement des particules de gaz sera nécessairement deux fois plus grand.
- B. Si le volume d'un gaz double, le nombre de collisions subies par les particules de gaz sera nécessairement deux fois moins grand.
- C. Si le volume d'un gaz double, le nombre de particules de gaz sera nécessairement deux fois plus grand.
- D. Si le volume d'un gaz double, l'espace occupé par les particules de gaz sera nécessairement deux fois plus grand.

2. Un gaz occupe un volume de 250,0 ml à une pression de 750 mm Hg et à une température de 27,0 °C. Si la température demeure constante, quel sera le volume de ce gaz à une pression de 915 mm Hg ?

1.  $V_2 = ?$

2.  $V_1 = 250,0 \text{ ml}$

$P_1 = 750 \text{ mm Hg}$

$T_1 = 27,0 \text{ °C}$

$P_2 = 915 \text{ mm Hg}$

$T_2 = 27,0 \text{ °C}$

3.  $P_1V_1 = P_2V_2$ , d'où  $V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$

4.  $V_2 = \frac{750 \text{ mm Hg} \times 250,0 \text{ ml}}{915 \text{ mm Hg}} = 204,9 \text{ ml}$

Réponse :

Le volume de ce gaz sera de 205 ml.

3. Gracia introduit 3,0 L de diazote dans un ballon à une température de 22,0 °C. Quel sera le volume du gaz s'il est chauffé jusqu'à 85,5 °C, mais que sa pression est maintenue constante ?

1.  $V_2 = ?$
2.  $V_1 = 3,0 \text{ L}$   
 $T_1 = 22,0 \text{ °C} + 273 = 295,0 \text{ K}$   
 $T_2 = 85,5 \text{ °C} + 273 = 358,5 \text{ K}$
3.  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ , d'où  $V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1}$
4.  $V_2 = \frac{3,0 \text{ L} \times 358,5 \text{ K}}{295,0 \text{ K}} = 3,6 \text{ L}$

Réponse :

Le volume du gaz sera de 3,6 L.

4. Une certaine quantité d'air est introduite aux conditions ambiantes dans un cylindre métallique. Quelle sera la pression si le cylindre est chauffé jusqu'à 300 °C ?

1.  $P_2 = ?$
2.  $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$   
 $T_1 = 25 \text{ °C} + 273 = 298 \text{ K}$   
 $T_2 = 300 \text{ °C} + 273 = 573 \text{ K}$
3.  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ , d'où  $P_2 = \frac{P_1 \times T_2}{T_1}$
4.  $P_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 573 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 194,8 \text{ kPa}$

Réponse :

La pression sera de 195 kPa.

5. Deux contenants identiques renferment chacun un gaz à la même température et à la même pression. Lequel des énoncés suivants décrit le mieux leur contenu ?

- A. Les deux contenants renferment la même masse de gaz.
- B. Les deux contenants renferment le même nombre d'atomes.
- C. Les deux contenants renferment le même nombre de particules de gaz.
- D. Les deux contenants renferment le même gaz.

6. Deux ballons identiques sont soumis aux mêmes conditions de température et de pression. Le premier contient 2,43 g de dihydrogène, tandis que le deuxième contient 76,82 g d'un gaz inconnu. Parmi les choix suivants, lequel est probablement ce gaz inconnu ?

SO<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, Cu.

1.  $M_x = ?$
2.  $m_{H_2} = 2,43 \text{ g}$   
 $m_x = 76,82 \text{ g}$
3.  $M = \frac{m}{n}$ , d'où  $n = \frac{m}{M}$
4. **Calcul du nombre de moles de H<sub>2</sub>**  
$$n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{M_{H_2}} = \frac{2,43 \text{ g}}{2,02 \text{ g/mol}} = 1,20 \text{ mol}$$
  
**Selon l'hypothèse d'Avogadro**  
 $n_x = n_{H_2} = 1,20 \text{ mol}$   
**Calcul de la masse molaire du gaz inconnu**  
$$M_x = \frac{m_x}{n_x} = \frac{76,82 \text{ g}}{1,20 \text{ mol}} = 64,0 \text{ g/mol}$$

Réponse :

Le gaz inconnu est probablement du SO<sub>2</sub> (dioxyde de soufre).

7. Un ballon contient 0,25 g de dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>) à une température de 25 °C et à une pression de 760 mm Hg. Quel est le volume occupé par le gaz ?

1.  $V = ?$
2.  $m = 0,25 \text{ g}$   
 $T = 25 \text{ °C}$   
 $P = 760 \text{ mm Hg}$
3. À TAPN, 1 mol de gaz occupe un volume de 24,5 L.  
 $M = \frac{m}{n}$ , d'où  $n = \frac{m}{M}$
4. **Calcul du nombre de moles de CO<sub>2</sub>**  
$$n = \frac{0,25 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 5,68 \times 10^{-3} \text{ mol}$$
  
**Calcul du volume de CO<sub>2</sub>**  
$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ L}}{5,68 \times 10^{-3} \text{ mol}}$$
  
$$\frac{24,5 \text{ L} \times 5,68 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,139 \text{ L}$$

Réponse :

Le gaz occupe un volume de 0,14 L.

8. Pour réaliser une expérience, vous disposez du protocole suivant :

**Matériel**

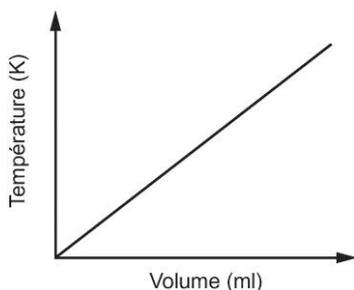
- 1 seringue
- 1 bécher rempli d'eau
- 1 thermomètre
- 1 plaque chauffante
- 1 manomètre
- 1 bonbonne de gaz

**Manipulations**

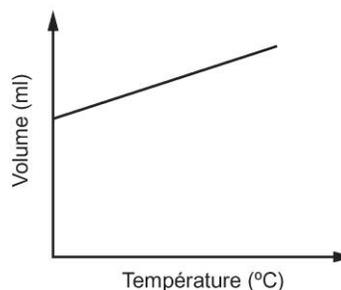
- Introduire une certaine quantité de gaz dans la seringue.
- Relier la seringue au manomètre.
- Plonger la seringue dans l'eau.
- Déposer le bécher contenant la seringue sur la plaque chauffante.
- Chauffer le bécher. À intervalles réguliers de température, faire varier le volume de gaz dans la seringue de manière à maintenir la pression constante.
- Noter les résultats.

Quel graphique représente le mieux la relation mathématique étudiée au cours de cette expérimentation ?

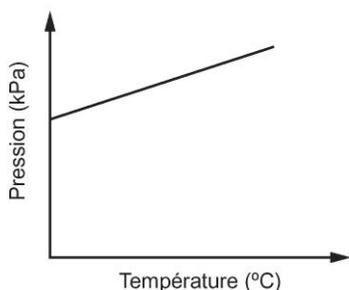
A. La température en fonction du volume



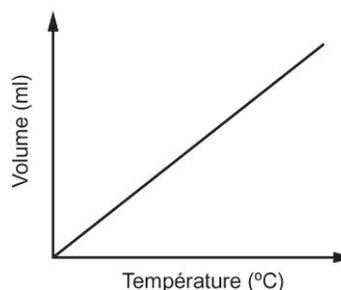
B. Le volume en fonction de la température



C. La pression en fonction de la température



D. Le volume en fonction de la température



## 2.2 LA LOI GÉNÉRALE DES GAZ

- Un contenant de 2,0 L renferme du dioxygène à une température de 20 °C et une pression de 100 kPa. Un second contenant de 2,0 L renferme du dihydrogène aux mêmes conditions de température et de pression. Lequel des énoncés suivants est vrai ?
  - A. La vitesse moyenne des molécules de dihydrogène est égale à la vitesse moyenne des molécules de dioxygène.
  - B. Le nombre de collisions que subissent les molécules de dihydrogène est le même que celui que subissent les molécules de dioxygène.
  - C. L'énergie cinétique moyenne des molécules de dihydrogène est égale à l'énergie cinétique moyenne des molécules de dioxygène.
  - D. La distance entre les molécules de dihydrogène est plus grande que celle entre les molécules de dioxygène.
  
- Une seringue contient une mole de diazote. Si on désire quadrupler la pression de cet échantillon de gaz, on peut :
  - A. doubler la température absolue et doubler le volume.
  - B. doubler la température absolue et diminuer le volume de moitié.
  - C. quadrupler la température tout en maintenant le volume constant.
  - D. quadrupler le volume tout en maintenant la température constante.
  
- Une certaine quantité de gaz, soit 4,50 mol, occupe un volume de 15,0 L et exerce une pression de 456 kPa à une température de 26,0 °C. Quel sera le volume de ce gaz si on augmente la température jusqu'à 78,0 °C, qu'on diminue la pression de 100 kPa et qu'on ajoute 2,00 mol de gaz ?

1.  $V_2 = ?$

2.  $V_1 = 15,0 \text{ L}$

$P_1 = 456 \text{ kPa}$

$P_2 = 356 \text{ kPa}$

$T_1 = 26,0 \text{ °C} + 273 = 299,0 \text{ K}$

$T_2 = 78,0 \text{ °C} + 273 = 351,0 \text{ K}$

$n_1 = 4,50 \text{ mol}$

$n_2 = 4,50 \text{ mol} + 2,00 \text{ mol} = 6,50 \text{ mol}$

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

4.  $V_2 = \frac{456 \text{ kPa} \times 15,0 \text{ L} \times 6,50 \text{ mol} \times 351,0 \text{ K}}{4,50 \text{ mol} \times 299,0 \text{ K} \times 356 \text{ kPa}} = 32,579 \text{ L}$

Réponse :

Le volume sera de 32,6 L.

4. Un gaz exerce une pression de 1126 kPa. Quelle sera la nouvelle pression exercée si on triple le volume du gaz, qu'on diminue sa température absolue de moitié et qu'on laisse échapper le tiers de ses particules ?

1.  $P_2 = ?$

2.  $P_1 = 1126 \text{ kPa}$

$V_1 = x$

$V_2 = 3x$

$T_1 = y$

$T_2 = \frac{y}{2}$

$n_1 = z$

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

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

4.  $P_2 = \frac{1126 \text{ kPa} \times x \times \frac{2}{3} z \times \frac{y}{2}}{z \times y \times 3x} = 125,1 \text{ kPa}$

Réponse :

La nouvelle pression exercée sera de 125,1 kPa.

5. On enferme une certaine quantité de gaz dans un ballon. Quel devrait être son volume initial, aux conditions ambiantes, pour que ce volume soit de 5,0 L à une pression de 245 kPa et à une température de 115 °C ?

1.  $V_1 = ?$

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

$P_2 = 245 \text{ kPa}$

$V_2 = 5,0 \text{ L}$

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

$T_2 = 115 \text{ °C} + 273 = 388 \text{ K}$

3.  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ , d'où  $V_1 = \frac{P_2 V_2 T_1}{T_2 P_1}$

4.  $V_1 = \frac{245 \text{ kPa} \times 5,0 \text{ L} \times 298 \text{ K}}{388 \text{ K} \times 101,3 \text{ kPa}} = 9,29 \text{ L}$

Réponse :

Le volume initial de ce gaz devrait être de 9,3 L.

## 2.3 LA LOI DES GAZ PARFAITS

- Lequel des énoncés suivants permet de définir un gaz parfait ?
  - A. Un gaz qui a une masse volumique de 22,4 g/L à TPN.
  - B. Un gaz qui frappe les obstacles sans aucune perte d'énergie.
  - C. Un gaz qui n'a aucune réactivité chimique.
  - D. Un gaz qui n'a aucun effet néfaste sur l'environnement.
  
2. Sous quelles conditions le comportement d'un gaz réel se rapproche-t-il le plus de celui d'un gaz parfait ?
  - A. À basse température et à basse pression.
  - B. À basse température et à haute pression.
  - C. À haute température et à basse pression.
  - D. À haute température et à haute pression.
  
3. Quelle quantité de gaz devrait-on mettre dans un ballon de 10,0 L pour que sa pression soit de 880 mm Hg à une température de 10,0 °C ?

- $n = ?$
- $V = 10,0 \text{ L}$   

$$P = \frac{880 \text{ mm-Hg} \times 101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm-Hg}} = 117,3 \text{ kPa}$$

$$T = 10,0 \text{ °C} + 273 = 283 \text{ K}$$

$$R = 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$$
- $PV = nRT$ , d'où  $n = \frac{PV}{RT}$
- $$n = \frac{117,3 \text{ kPa} \times 10,0 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 283 \text{ K}} = 0,499 \text{ mol}$$

Réponse :

On devrait mettre 0,499 mol de gaz dans le ballon.

4. Quel est le volume de 48,15 g de méthane (CH<sub>4</sub>) à TPN ?

Exemple de démarche.

1.  $V = ?$

2.  $m = 48,15 \text{ g}$

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

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

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

3.  $PV = nRT$ , d'où  $V = \frac{nRT}{P}$

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

4.  $n = \frac{48,15 \text{ g}}{16,05 \text{ g/mol}} = 3,000 \text{ mol}$

$V = \frac{3,000 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 273 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}} = 67,2 \text{ L}$

Réponse :

Le volume du méthane est de 67,2 L.

5. Une bouteille de 60,00 L contient 800,0 g de dioxygène à une température de 20,0 °C. Quelle est la pression indiquée sur le manomètre de la bouteille ?

1.  $P = ?$

2.  $V = 60,00 \text{ L}$

$m = 800,0 \text{ g}$

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

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

3.  $PV = nRT$ , d'où  $P = \frac{nRT}{V}$

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

4.  $n = \frac{800,0 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 25,00 \text{ mol}$

$P = \frac{25,00 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 293,0 \text{ K}}{60,00 \text{ L}} = 1015 \text{ kPa}$

Réponse :

La pression indiquée est de 1015 kPa.

## 2.4 LA LOI DES PRESSIONS PARTIELLES

- Un ballon contient un nombre égal d'atomes d'hélium et d'atomes d'argon. La pression totale est de 150 kPa. Lequel des énoncés suivants est vrai ?
  - A. Si l'on retire tout l'hélium du ballon, la pression demeurera inchangée.
  - B. Si l'on ajoute le même nombre d'atomes de krypton qu'il y a d'atomes d'hélium, la pression sera trois fois plus grande.
  - C. Les atomes d'hélium frappent avec la même force que les atomes d'argon.
  - D. La pression exercée par l'ensemble des atomes d'hélium est la même que celle exercée par l'ensemble des atomes d'argon.
  
- Un ballon de 10,0 L contient 50,45 g de néon, 12,00 g d'hélium, 79,90 g d'argon et 125,70 g de krypton. Si la pression partielle de l'hélium est de 75,0 kPa, quelle est la pression totale dans le ballon ?

### Calcul du nombre de moles de chaque gaz

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

$$n_{\text{Ne}} = \frac{50,45 \text{ g}}{20,18 \text{ g/mol}} = 2,500 \text{ mol}$$

$$n_{\text{He}} = \frac{12,00 \text{ g}}{4,00 \text{ g/mol}} = 3,00 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ar}} = \frac{79,90 \text{ g}}{39,95 \text{ g/mol}} = 2,000 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Kr}} = \frac{125,70 \text{ g}}{83,80 \text{ g/mol}} = 1,500 \text{ mol}$$

### Calcul de la pression totale

1.  $P_T = ?$

2.  $P_{p\text{He}} = 75,0 \text{ kPa}$

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

$$n_T = 2,500 \text{ mol} + 3,00 \text{ mol} + 2,000 \text{ mol} + 1,500 \text{ mol} = 9,00 \text{ mol}$$

3.  $P_{pA} = P_T \frac{n_A}{n_T}$ , d'où  $P_T = \frac{P_{p\text{He}} n_T}{n_{\text{He}}}$

4.  $P_T = \frac{75,0 \text{ kPa} \times 9,00 \text{ mol}}{3,00 \text{ mol}} = 225 \text{ kPa}$

Réponse :

La pression totale est de 225 kPa.

3. Du dioxygène est recueilli par déplacement d'eau à une pression de 102,50 kPa et à une température de 30,0 °C. Quelle est la pression partielle du dioxygène ?

1.  $P_{pO_2} = ?$
2.  $P_T = 102,50 \text{ kPa}$   
 $T = 30,0 \text{ °C}$   
 $P_{pH_2O} = 4,24 \text{ kPa}$
3.  $P_T = P_{pO_2} + P_{pH_2O}$ , d'où  $P_{pO_2} = P_T - P_{pH_2O}$
4.  $P_{pO_2} = 102,50 \text{ kPa} - 4,24 \text{ kPa} = 98,26 \text{ kPa}$

Réponse :

La pression partielle du dioxygène est de 98,26 kPa.

4. Au garage, on gonfle un pneu avec de l'air comprimé composée de 95,0 % de diazote, de 4,0 % de dioxygène et de traces de plusieurs autres gaz. Si la pression dans le pneu est de 240 kPa, quelle est la pression partielle du diazote ?

1.  $P_{pN_2} = ?$
2.  $P_T = 240 \text{ kPa}$   
 $\frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{95,0}{100}$
3.  $P_{pN_2} = P_T \frac{n_{N_2}}{n_T}$
4.  $P_{pN_2} = 240 \text{ kPa} \times \frac{95,0}{100} = 228 \text{ kPa}$

Réponse :

La pression partielle du diazote est de 228 kPa.

## SYNTHÈSE DU CHAPITRE 2

1. Un ballon qui contient 3,20 g de dioxygène occupe un volume de 12,0 L. Quel sera son nouveau volume si on y ajoute 3,50 g d'hélium ?

1.  $V_2 = ?$
2.  $V_1 = 12,0 \text{ L}$   
 $m_{\text{O}_2} = 3,20 \text{ g}$   
 $m_{\text{He}} = 3,50 \text{ g}$
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.  $n_{\text{O}_2} = \frac{3,20 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,100 \text{ mol}$   
 $n_{\text{He}} = \frac{3,50 \text{ g}}{4,00 \text{ g/mol}} = 0,875 \text{ mol}$   
 $n_2 = 0,100 \text{ mol} + 0,875 \text{ mol} = 0,975 \text{ mol}$   
 $V_2 = \frac{12,0 \text{ L} \times 0,975 \text{ mol}}{0,100 \text{ mol}} = 117 \text{ L}$

Réponse :

Le nouveau volume sera de 117 L.

2. À une température de 25,0 °C et une pression de 750 mm Hg, Nicolas remplit un ballon d'hélium jusqu'à ce que le volume atteigne 4,5 L. Il lâche ensuite le ballon, qui s'élève à une altitude de 2000 m, où la pression diminue à 510 mm Hg et la température, à 15,0 °C. Quel est le nouveau volume du ballon ?

1.  $V_2 = ?$
2.  $P_1 = 750 \text{ mm Hg}$   
 $P_2 = 510 \text{ mm Hg}$   
 $V_1 = 4,5 \text{ L}$   
 $T_1 = 25,0 \text{ °C} + 273 = 298,0 \text{ K}$   
 $T_2 = 15,0 \text{ °C} + 273 = 288,0 \text{ K}$
3.  $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ , d'où  $V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$
4.  $V_2 = \frac{750 \text{ mm Hg} \times 4,5 \text{ L} \times 288,0 \text{ K}}{298,0 \text{ K} \times 510 \text{ mm Hg}} = 6,4 \text{ L}$

Réponse :

Le nouveau volume du ballon est de 6,4 L.

3. Lequel des énoncés suivants ne correspond pas à la description d'un gaz parfait ?

- A. Le volume d'une mole d'un gaz parfait est de 22,4 L à TPN.
- B. Un gaz parfait est un gaz qui ne réagit pas chimiquement.
- C. Les particules d'un gaz parfait ont une masse, mais leur volume est négligeable.
- D. Les particules d'un gaz parfait n'ont aucune interaction entre elles.
- E. Un gaz parfait est un gaz qui ne se liquéfie pas, peu importe les conditions de température et de pression.

4. Deux ballons de verre identiques sont remplis de gaz à la même pression. Le premier ballon contient 2,00 g d'hélium et le deuxième contient 7,00 g de diazote. Que peut-on conclure à propos de la température de chacun de ces deux gaz ?

$$1. n_{\text{He}} = ?$$

$$n_{\text{N}_2} = ?$$

$$2. m_{\text{He}} = 2,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{N}_2} = 7,00 \text{ g}$$

$$3. M = \frac{m}{n}, \text{ d'où } n = \frac{m}{M}$$

$$4. n_{\text{He}} = \frac{2,00 \text{ g}}{4,00 \text{ g/mol}} = 0,500 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{7,00 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,250 \text{ mol}$$

Réponse :

*Il y a plus de particules d'hélium que de particules de diazote. Puisqu'il y a une relation inversement proportionnelle entre le nombre de particules de gaz et la température, à pression et volume constants, on peut en conclure que la température de l'hélium est plus petite que celle du diazote.*

5. Quelle quantité de gaz devrait-on mettre dans un ballon de verre de 5,00 L pour que la pression soit de 1245 kPa à une température de 115 °C.

$$1. n = ?$$

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

$$P = 1245 \text{ kPa}$$

$$T = 115 \text{ °C} + 273 = 388 \text{ K}$$

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

$$3. PV = nRT, \text{ d'où } n = \frac{PV}{RT}$$

$$4. n = \frac{1245 \text{ kPa} \times 5,00 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 388 \text{ K}} = 1,93 \text{ mol}$$

Réponse :

*On devrait mettre 1,93 mol de gaz dans le ballon de verre.*

6. Lequel des énoncés suivants correspond à la définition du volume molaire d'un gaz ?

- A. C'est le volume occupé par n'importe quel gaz à température et pression normales.
- B. C'est le volume occupé par  $6,02 \times 10^{23}$  particules de n'importe quel gaz à une température et une pression données.
- C. C'est le volume occupé par 1,0 g de gaz à une température et une pression données.
- D. C'est le volume occupé par n'importe quel gaz aux conditions ambiantes.

7. Un ballon de 3,00 L a une masse de 102,05 g. Lorsqu'on y fait entrer un gaz aux conditions ambiantes, on constate que la masse passe à 110,76 g. Quel est ce gaz parmi les suivants ?

$\text{Cl}_2, \text{NO}_2, \text{F}_2, \text{HCl}$ .

1.  $M = ?$

$n = ?$

2.  $m = 110,76 \text{ g} - 102,05 \text{ g} = 8,71 \text{ g}$

$V = 3,00 \text{ L}$

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

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

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

3.  $PV = nRT$ , d'où  $n = \frac{PV}{RT}$

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

4.  $n = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 3,00 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \times 298 \text{ K}} = 0,123 \text{ mol}$

$M = \frac{8,71 \text{ g}}{0,123 \text{ mol}} = 70,8 \text{ g/mol}$

Réponse :

Ce gaz est probablement du  $\text{Cl}_2$  (dichlore).

8. Une bonbonne, dont le manomètre indique une pression de 1200 kPa, contient 100,0 g de dioxygène et 100,0 g de diazote. Quelle est la pression partielle du diazote contenu dans la bonbonne ?

1.  $P_{pN_2} = ?$

2.  $P_T = 1200 \text{ kPa}$

$m_{O_2} = 100,0 \text{ g}$

$m_{N_2} = 100,0 \text{ g}$

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

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

4.  $n_{O_2} = \frac{100,0 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 3,125 \text{ mol}$

$n_{N_2} = \frac{100,0 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 3,569 \text{ mol}$

$n_T = 3,125 \text{ mol} + 3,569 \text{ mol} = 6,694 \text{ mol}$

$P_{pN_2} = 1200 \text{ kPa} \times \frac{3,569 \text{ mol}}{6,694 \text{ mol}} = 639,8 \text{ kPa}$

Réponse :

La pression partielle du diazote est de 639,8 kPa.

## DÉFIS DU CHAPITRE 2

1. La masse volumique d'un gaz dépend de sa température et de sa pression. À l'aide de la loi des gaz parfaits, déterminez une formule qui permettrait de calculer la masse volumique d'un gaz en fonction de sa pression et de sa température.

La masse volumique ( $\rho$ ) correspond à  $\frac{m}{V}$ .

La loi des gaz parfaits est  $PV = nRT$ .

Je remplace le «  $n$  » dans la formule des gaz parfaits :

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

$PV = \frac{mRT}{M}$

J'isole  $\frac{m}{V}$  dans cette formule :

$\rho = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$

Réponse :

On peut calculer la masse volumique d'un gaz grâce à la formule :  $\rho = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$ .

2. Il est possible de calculer la masse totale que peut soulever un ballon en calculant la différence entre la masse de l'air déplacé par le ballon et la masse du gaz que contient le ballon. Pour chacune des situations suivantes, la température autour du ballon est de 22,0 °C et la pression atmosphérique est de 100 kPa. (Dans ces conditions, on considère que la masse molaire de l'air est de 29,0 g/mol.)

a) Quelle masse un ballon de  $2,50 \times 10^5$  L gonflé à l'hélium peut-il soulever aux mêmes conditions de température et de pression que celles de l'air ambiant ?

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

$$m_{\text{air}} = ?$$

$$\text{Masse que peut soulever le ballon} = ?$$

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

$$V = 2,50 \times 10^5 \text{ L}$$

$$T = 22,0 \text{ °C} + 273 = 295 \text{ K}$$

$$3. PV = nRT, \text{ d'où } n = \frac{PV}{RT}$$

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

$$4. n = \frac{100 \text{ kPa} \times 2,50 \times 10^5 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 295 \text{ K}}$$

$$= 1,019 \times 10^4 \text{ mol}$$

$$m_{\text{He}} = 1,019 \times 10^4 \text{ mol} \times 4,00 \text{ g/mol}$$

$$= 4,08 \times 10^4 \text{ g}$$

$$m_{\text{air}} = 1,019 \times 10^4 \text{ mol} \times 29,0 \text{ g/mol}$$

$$= 2,96 \times 10^5 \text{ g}$$

$$\text{Masse que peut soulever le ballon} = m_{\text{air}} - m_{\text{He}}$$

$$= 2,96 \times 10^5 \text{ g} - 4,08 \times 10^4 \text{ g}$$

$$= 2,55 \times 10^5 \text{ g}$$

Réponse :

Le ballon peut soulever une masse de  $2,55 \times 10^5$  g.

- b) Quelle masse peut soulever le même ballon gonflé avec de l'air chauffé et maintenu à une température de 65,0 °C ?

1.  $m_{air\ chaud} = ?$

$m_{air} = ?$

Masse que peut soulever le ballon = ?

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

$V = 2,50 \times 10^5\text{ L}$

$T = 65,0\text{ °C} + 273 = 338\text{ K}$

3.  $PV = nRT$ , d'où  $n = \frac{PV}{RT}$

$M = \frac{m}{n}$ , d'où  $m = M \times n$

4.  $n = \frac{100\text{ kPa} \times 2,50 \times 10^5\text{ L}}{8,314\text{ kPa}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} \times 338\text{ K}}$

$= 8,90 \times 10^3\text{ mol}$

$m_{air\ chaud} = 8,90 \times 10^3\text{ mol} \times 29,0\text{ g/mol}$

$= 2,58 \times 10^5\text{ g}$

$m_{air} = 2,96 \times 10^5\text{ g}$

Masse que peut soulever le ballon =  $m_{air} - m_{air\ chaud}$

$= 2,96 \times 10^5\text{ g} - 2,58 \times 10^5\text{ g}$

$= 3,80 \times 10^4\text{ g}$

Réponse :

Le ballon peut soulever une masse de  $3,80 \times 10^4\text{ g}$ .

3. À une température de 22,0 °C, une bombe aérosol contient 325 ml de gaz à 445 kPa de pression. Quel volume de gaz est utilisable aux conditions ambiantes ?

1.  $V_2 = ?$

2.  $T_1 = 22,0\text{ °C} + 273 = 295,0\text{ K}$

$P_1 = 445\text{ kPa}$

$V_1 = 325\text{ ml}$

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

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

3.  $\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$ , d'où  $V_2 = \frac{P_1V_1T_2}{T_1P_2}$

4.  $V_2 = \frac{445\text{ kPa} \times 325\text{ ml} \times 298\text{ K}}{295,0\text{ K} \times 101,3\text{ kPa}}$

$= 1442\text{ ml}$

Volume utilisable de gaz =  $1442\text{ ml} - 325\text{ ml} = 1117\text{ ml}$

(puisque il restera 325 ml dans la bombe aux conditions ambiantes)

Réponse :

Le volume utilisable de gaz est de  $1,12 \times 10^3\text{ ml}$  ou de  $1,12\text{ L}$ .