


6. Dans un gaz, les particules sont très espacées et se déplacent librement dans toutes les directions, ce qui fait que le désordre dans cette phase est extrêmement élevé. Par contre dans un liquide ou un solide, les particules sont rapprochées par des forces d'attraction. La liberté de mouvement des particules de liquide ou de solide est donc inférieure à celle des particules de gaz.
7. a) Étirement symétrique
b) Flexion
c) Étirement asymétrique
8. D'une part, la température d'une substance correspond au degré d'agitation de ses particules : plus la température monte et plus la vitesse des particules augmente. D'autre part, l'énergie cinétique des particules varie selon le carré de leur vitesse. Ainsi, l'énergie cinétique moyenne des particules croît quand la température augmente.
9. La courbe 3 représente la température du gaz la plus élevée parce que l'énergie cinétique moyenne des particules de gaz (le sommet de la courbe) de cette courbe est la plus grande (la plus à droite).
10. b) Les particules des gaz ne s'attirent pas mutuellement, car il n'y a aucune force d'attraction ou de répulsion entre elles.
11. a) Selon l'hypothèse 1, l'espace entre les particules de gaz est nettement plus grand que la taille des particules. Il est donc possible de compresser les gaz et de rapprocher ses particules. Pour les liquides, l'espace plus restreint entre les particules ne permet pas la compression.
b) Selon l'hypothèse 1, les particules de gaz sont extrêmement éloignées les unes des autres. Ainsi, le nombre de particules par unité de volume est plus petit, c'est-à-dire que la masse volumique est plus petite.
c) Parce que les particules d'un gaz sont totalement indépendantes les unes des autres (hypothèse 3) et se déplacent continuellement en ligne droite dans toutes les directions (hypothèse 2), le volume d'un gaz varie selon l'espace qu'il peut occuper.
d) Les particules d'un liquide s'empilent les unes sur les autres, car elles sont attirées entre elles par une force d'attraction, tandis que les particules d'un gaz sont extrêmement éloignées les unes des autres (hypothèse 1). Ainsi, le liquide

occupe toujours le même espace, alors que les particules de gaz occupent tout l'espace du récipient qui les contient.

- e) À une température donnée, l'énergie cinétique moyenne des particules de gaz est la même pour tous les gaz (hypothèse 4). Étant donné que l'énergie cinétique d'une particule de gaz en mouvement est déterminée par la formule $E_c = \frac{1}{2}mv^2$, à une température donnée, la vitesse des gaz lourds est donc plus petite que celle des gaz légers. Les particules de diazote (N_2) étant plus lourdes que celles de dihydrogène (H_2) (M de 28,014 g/mol pour le diazote et 2,016 g/mol pour le dihydrogène), les particules de diazote se déplacent donc plus lentement.

Section 2.2

Le comportement des gaz

 Manuel, p. 68

1. La compressibilité. L'eau qui entre dans les ballasts comprime le volume d'air. Inversement, en évacuant l'eau des ballasts, l'air reprend l'espace libéré.
2. Il faut éloigner les gaz comprimés des sources de chaleur et les manipuler avec précautions. Les particules de gaz occupent tout l'espace disponible et se déplacent continuellement dans toutes les directions en heurtant les parois du récipient. L'augmentation de la température augmente la vitesse des particules, ce qui augmente la pression sur les parois du récipient et, du fait même, le risque d'explosion. De plus, si le récipient du gaz comprimé est endommagé, le gaz veut s'échapper et le récipient peut exploser.
3. La compressibilité des gaz permet au hayon d'amortir le choc avec la carrosserie.
4. À la même température, deux gaz auront la même énergie cinétique. Ainsi, leur vitesse variera en fonction de leur masse respective.
5. Les particules se déplacent continuellement en ligne droite dans toutes les directions. Puisque les gaz n'ont ni forme ni volume, ils se dilatent indéfiniment en remplissant tout l'espace disponible. Lorsque le ballon prend de l'altitude, la pression atmosphérique diminue et l'hélium (He) à l'intérieur du ballon se dilate. Cette expansion de l'hélium tend les parois du ballon et l'hélium occupe un plus grand volume. C'est pourquoi la taille du ballon augmente.

6. Dans la diffusion, un gaz se mélange graduellement avec un autre gaz dans un contenant, cela jusqu'à ce que les particules des deux gaz soient distribuées uniformément dans l'espace disponible. Dans l'effusion, un gaz s'échappe d'un contenant par une ou plusieurs petites ouvertures se trouvant dans les parois de ce contenant.

Exemples: L'effusion de l'air dans un pneu de vélo fait en sorte qu'il faut le regonfler régulièrement. La diffusion permet à la fragrance d'un parfum de se propager dans toute une pièce même s'il n'y a qu'une seule bouteille dans la pièce.

7. NH_3 , HF, CO, NO_2 , HI.

$$8. \frac{v_{\text{CO}_2}}{v_x} = \sqrt{\frac{M_x}{M_{\text{CO}_2}}}$$

$$\sqrt{M_x} = \sqrt{M_{\text{CO}_2}} \cdot \frac{v_{\text{CO}_2}}{v_x}$$

$$= \sqrt{44,009 \text{ g/mol}} \cdot \frac{32,0 \text{ mL/min}}{43,0 \text{ mL/min}}$$

$$M_x = 44,009 \text{ g/mol} \cdot \left(\frac{32,0 \text{ mL/min}}{43,0 \text{ mL/min}}\right)^2 = 24,4 \text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz inconnu est de 24,4 g/mol.

$$9. \frac{t_{\text{N}_2}}{t_x} = \sqrt{\frac{M_x}{M_{\text{N}_2}}}$$

$$\sqrt{M_x} = \sqrt{M_{\text{N}_2}} \cdot \frac{t_{\text{N}_2}}{t_x}$$

$$\sqrt{M_x} = \sqrt{28,014 \text{ g/mol}} \cdot \frac{84 \text{ s}}{192 \text{ s}}$$

$$M_x = 28,014 \text{ g/mol} \cdot (0,4375)^2 = 5,4 \text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz inconnu est de 5,4 g/mol.

10. La courbe 1 représente la masse du gaz la plus élevée parce que la vitesse la plus probable (le sommet de la courbe) est plus petite (la plus à gauche). À la même température, les particules d'un gaz lourd se déplacent plus lentement que celles d'un gaz plus léger.

Section 2.3

La pression des gaz

 Manuel, p. 74

1. Les particules de gaz entrent continuellement en collision avec la surface interne de la paroi. Les collisions exercent une force qui pousse la paroi dans toutes les directions.

2. *En atmosphères:*

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = \frac{688 \text{ mm Hg}}{?}$$

$$? = 688 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,905 \text{ atm}$$

En kilopascals:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{688 \text{ mm Hg}}{?}$$

$$? = 688 \text{ mm Hg} \cdot \frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = 91,7 \text{ kPa}$$

Réponse: Une pression de 688 mm Hg correspond à 0,905 atm et à 91,7 kPa.

3. a) 1. *Calcul de la hauteur:*

$$h = 65,0 \text{ cm Hg} - 20,0 \text{ cm Hg}$$

$$= 45,0 \text{ cm Hg} = 450 \text{ mm Hg}$$

2. *Calcul de la pression:*

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

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

Réponse: La pression du gaz contenu dans le réservoir du manomètre est de 450 mm Hg.

- b) La pression du gaz contenu dans le réservoir du manomètre est de 99,9 kPa.

Calcul de l'équivalence atmosphérique:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{?}{99,9 \text{ kPa}}$$

$$? = 99,9 \text{ kPa} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = 749,5 \text{ mm Hg}$$

Réponse: La pression du gaz contenu dans le réservoir du manomètre est de 750 mm Hg.

c) 1. Calcul de la hauteur:

$$h = 65,0 \text{ cm Hg} - 20,0 \text{ cm Hg} \\ = 45,0 \text{ cm Hg} = 450 \text{ mm Hg}$$

2. Calcul de la pression:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{?}{99,9 \text{ kPa}}$$

$$? = 99,9 \text{ kPa} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = 749,5 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} + h \\ = 749,5 \text{ mm Hg} + 450 \text{ mm Hg} \\ = 1\,199,5 \text{ mm Hg}$$

Réponse: La pression du gaz contenu dans le réservoir du manomètre est de $1,2 \times 10^3 \text{ mm Hg}$.

d) 1. Calcul de la hauteur:

$$h = 65,0 \text{ cm Hg} - 20,0 \text{ cm Hg} \\ = 45,0 \text{ cm Hg} = 450 \text{ mm Hg}$$

2. Calcul de la pression:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{?}{99,9 \text{ kPa}}$$

$$? = 99,9 \text{ kPa} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = 749,5 \text{ mm Hg}$$

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} - h \\ = 749,5 \text{ mm Hg} - 450 \text{ mm Hg} \\ = 299,5 \text{ mm Hg}$$

Réponse: La pression du gaz contenu dans le réservoir du manomètre est de 300 mm Hg.

4. Note: À la question 4, on devrait lire: « Un manomètre à bout fermé est utilisé pour mesurer la pression d'un échantillon de gaz quelconque. »

1. Calcul de la pression atmosphérique:

$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{?}{99,7 \text{ kPa}}$$

$$? = 99,7 \text{ kPa} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = 748,0 \text{ mm Hg}$$

2. Calcul de la pression du gaz:

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} - h \\ = 748,0 \text{ mm Hg} - 18 \text{ mm Hg} \\ = 730,0 \text{ mm Hg}$$


$$\frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{730,0 \text{ mm Hg}}{?}$$

$$? = 730,0 \text{ mm Hg} \cdot \frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = 97,3 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression du gaz contenu dans le manomètre est de 97,3 kPa.

Section 2.4

Les lois simples des gaz

 Manuel, p. 97 à 99

2.4.1 La relation entre la pression et le volume

1. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$100 \text{ kPa} \cdot 600 \text{ mL} = 250 \text{ kPa} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{100 \text{ kPa} \cdot 600 \text{ mL}}{250 \text{ kPa}} = 240 \text{ mL}$$

Réponse: Le volume de l'air est de 240 mL.

2. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$95,0 \text{ kPa} \cdot 50 \text{ mL} = 48,5 \text{ kPa} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{95,0 \text{ kPa} \cdot 50 \text{ mL}}{48,5 \text{ kPa}} = 98 \text{ mL}$$

Réponse: Le volume occupé par le gaz sera de 98 mL.

3. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$90 \text{ kPa} \cdot 68 \text{ mL} = P_2 \cdot 45 \text{ mL}$$

$$P_2 = \frac{90 \text{ kPa} \cdot 68 \text{ mL}}{45 \text{ mL}} = 1,4 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression du gaz sera de $1,4 \times 10^2 \text{ kPa}$.

4. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$82,3 \text{ kPa} \cdot 63,4 \text{ mL} = P_2 \cdot 78,5 \text{ mL}$$

$$P_2 = \frac{82,3 \text{ kPa} \cdot 63,4 \text{ mL}}{78,5 \text{ mL}} = 66,5 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression du gaz sera de 66,5 kPa.

5. 1. Calcul de la pression:

$$P_2 = 2 \cdot 98 \text{ kPa} = 196 \text{ kPa}$$

2. Calcul du volume:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$89 \text{ kPa} \cdot 4,6 \text{ L} = 196 \text{ kPa} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{89 \text{ kPa} \cdot 4,6 \text{ L}}{196 \text{ kPa}} = 2,3 \text{ L}$$

Réponse: Le volume occupé par le gaz sera de 2,3 L.

6. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$93 \text{ kPa} \cdot 0,25 \text{ L} = P_2 \cdot 0,20 \text{ L}$$

$$P_2 = \frac{93 \text{ kPa} \cdot 0,25 \text{ L}}{0,20 \text{ L}} = 1,2 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Réponse: Il faut exercer une pression de $1,2 \times 10^2 \text{ kPa}$ sur le gaz.

7. 1. Calcul de la pression :

$$V_2 = 87 \text{ kPa} + 3 \text{ kPa} = 90 \text{ kPa}$$

2. Calcul du volume :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$87 \text{ kPa} \cdot 303 \text{ L} = 90 \text{ kPa} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{87 \text{ kPa} \cdot 303 \text{ L}}{90 \text{ kPa}} = 2,9 \times 10^2 \text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par l'hélium (He) dans le ballon sera de $2,9 \times 10^2 \text{ L}$.

8. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$101,3 \text{ kPa} \cdot 0,75 \text{ L} = P_2 \cdot 0,50 \text{ L}$$

$$P_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 0,75 \text{ L}}{0,50 \text{ L}} = 1,5 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression finale appliquée au dioxygène (O_2) est de $1,5 \times 10^2 \text{ kPa}$.

9. a) $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$P_1 \cdot 38,3 \text{ mL} = 103 \text{ kPa} \cdot 40,2 \text{ mL}$$

$$P_1 = \frac{103 \text{ kPa} \cdot 40,2 \text{ mL}}{38,3 \text{ mL}} = 108 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression appliquée au dioxygène (O_2) était de 108 kPa le jour précédent.

- b) La météo de cette région était dans un anticyclone qui est caractérisé par une pression élevée. Il faisait alors une très belle température si c'était en été et un froid intense et un ciel bleu si c'était pendant l'hiver.

10. Note : À la question 10, on devrait lire : « Le dihydrogène (H_2) gazeux [...] »

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$100 \text{ kPa} \cdot 28,8 \text{ L} = 350 \text{ kPa} \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{100 \text{ kPa} \cdot 28,8 \text{ L}}{350 \text{ kPa}} = 8,23 \text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par le dihydrogène est de 8,23 L.

2.4.2 La relation entre le volume et la température absolue

11. a) $T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$

b) $T = 37^\circ\text{C} + 273 = 310 \text{ K}$

c) $T = 150^\circ\text{C} + 273 = 423 \text{ K}$

12. a) $^\circ\text{C} = 373 \text{ K} - 273 = 100^\circ\text{C}$

b) $^\circ\text{C} = 98 \text{ K} - 273 = -175^\circ\text{C}$

c) $^\circ\text{C} = 425 \text{ K} - 273 = 152^\circ\text{C}$

13. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 200^\circ\text{C} + 273 = 473 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{20 \text{ L}}{283 \text{ K}} = \frac{V_2}{473 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{20 \text{ L} \cdot 473 \text{ K}}{283 \text{ K}} = 33 \text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par le gaz sera de 33 L.

14. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 24,2^\circ\text{C} + 273 = 297,2 \text{ K}$$

$$T_2 = (-17,5^\circ\text{C}) + 273 = 255,5 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{2,5 \text{ L}}{297,2 \text{ K}} = \frac{V_2}{255,5 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{2,5 \text{ L} \cdot 255,5 \text{ K}}{297,2 \text{ K}} = 2,1 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du ballon sera de 2,1 L.

15. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la température :

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

$$\frac{10 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{30 \text{ L}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{30 \text{ L} \cdot 293 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 879 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 879 \text{ K} - 273 = 606^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale du néon (Ne) est de $6,1 \times 10^2^\circ\text{C}$.

16. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 24,3^\circ\text{C} + 273 = 297,3 \text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

$$\frac{14,5 \text{ cm}^3}{297,3 \text{ K}} = \frac{60,0 \text{ cm}^3}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{60,0 \text{ cm}^3 \cdot 297,3 \text{ K}}{14,5 \text{ cm}^3} = 1230 \text{ K}$$

3. Calcul de la variation de température :

$$\Delta T = 1\,230\text{ K} - 297,3\text{ K} = 932,7\text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$^{\circ}\text{C} = 932,7 - 273\text{ K} = 659,7^{\circ}\text{C}$$

Réponse : La variation maximale de température dans la seringue est de 660 °C.

17. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 98^{\circ}\text{C} + 273 = 371\text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{0,10\text{ L}}{298\text{ K}} = \frac{V_2}{371\text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{0,10\text{ L} \cdot 371\text{ K}}{298\text{ K}} = 0,12\text{ L}$$

Réponse : Le volume final de dioxyde de carbone (CO_2) contenu dans la pâte est de 0,12 L.

18. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 45^{\circ}\text{C} + 273 = 318\text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{30\text{ mL}}{293\text{ K}} = \frac{V_2}{318\text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{30\text{ mL} \cdot 318\text{ K}}{293\text{ K}} = 33\text{ mL}$$

Réponse : Le volume occupé par le dichlore (Cl_2) est de 33 mL.

19. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la température :

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

$$\frac{0,50\text{ L}}{273\text{ K}} = \frac{0,60\text{ L}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{0,60\text{ L} \cdot 273\text{ K}}{0,50\text{ L}} = 327,6\text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 327,6\text{ K} - 273 = 54,6^{\circ}\text{C}$$

Réponse : Le gaz doit être chauffé à 55 °C.

20. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 17^{\circ}\text{C} + 273 = 290\text{ K}$$

$$T_2 = 100^{\circ}\text{C} + 273 = 373\text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{300\text{ mL}}{290\text{ K}} = \frac{V_2}{373\text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{300\text{ mL} \cdot 373\text{ K}}{290\text{ K}} = 386\text{ mL}$$

Réponse : Le diazote (N_2) occupera un volume de 386 mL.

21. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de V_2 :

$$V_2 = 18,4\text{ L} \cdot 1,25 = 23,0\text{ L}$$

3. Calcul de la température :

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

$$\frac{18,4\text{ L}}{295\text{ K}} = \frac{23,0\text{ L}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{23,0\text{ L} \cdot 295\text{ K}}{18,4\text{ L}} = 368,8\text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 368,8\text{ K} - 273 = 95,8^{\circ}\text{C}$$

Réponse : La température de l'eau était de 95,8 °C.

2.4.3 La relation entre la pression et la température

22. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 30^{\circ}\text{C} + 273 = 303\text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

$$\frac{90\text{ kPa}}{303\text{ K}} = \frac{110\text{ kPa}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{110\text{ kPa} \cdot 303\text{ K}}{90\text{ kPa}} = 370\text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 370\text{ K} - 273 = 97^{\circ}\text{C}$$

Réponse : Le thermomètre indiquera une température de 97 °C.

23. 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T_1 = 30^\circ\text{C} + 273 = 303\text{ K}$$

2. Calcul de P_2 :

$$P_2 = 90\text{ kPa} - 10\text{ kPa} = 80\text{ kPa}$$

3. Calcul de la température:

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

$$\frac{90\text{ kPa}}{303\text{ K}} = \frac{80\text{ kPa}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{80\text{ kPa} \cdot 303\text{ K}}{90\text{ kPa}} = 269,3\text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T_2 = 269,3\text{ K} - 273 = -3,7^\circ\text{C}$$

Réponse: Le thermomètre indiquera une température de $-3,7^\circ\text{C}$.

24. 1. Conversion de la température en kelvins:

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

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

2. Calcul de la pression:

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

$$\frac{700\text{ mm Hg}}{298\text{ K}} = \frac{P_2}{323\text{ K}}$$

$$P_2 = \frac{700\text{ mm Hg} \cdot 323\text{ K}}{298\text{ K}} = 759\text{ mm Hg}$$

Réponse: La pression finale exercée par le gaz sera de 759 mm Hg.

25. 1. Conversion de la température en kelvins:

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

2. Calcul de la pression:

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

$$\frac{101,3\text{ kPa}}{273\text{ K}} = \frac{P_2}{293\text{ K}}$$

$$P_2 = \frac{101,3\text{ kPa} \cdot 293\text{ K}}{273\text{ K}} = 109\text{ kPa}$$

Réponse: Le manomètre indiquera une pression de 109 kPa.

26. 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T_1 = 45^\circ\text{C} + 273 = 318\text{ K}$$

2. Calcul de la température:

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

$$\frac{110\text{ kPa}}{318\text{ K}} = \frac{89\text{ kPa}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{89\text{ kPa} \cdot 318\text{ K}}{110\text{ kPa}} = 257,3\text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T_2 = 257,3\text{ K} - 273 = -16^\circ\text{C}$$

Réponse: La température à l'intérieur du congélateur est de -16°C .

27. 1. Conversion de la température en kelvins:

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

2. Calcul de P_2 :

$$P_2 = 2P_1$$

3. Calcul de la température:

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

$$\frac{P_1}{293\text{ K}} = \frac{2P_1}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{2P_1 \cdot 293\text{ K}}{P_1} = 586\text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T_2 = 586\text{ K} - 273 = 313^\circ\text{C}$$

Réponse: Le gaz doit être chauffé jusqu'à une température de 313°C .

28. 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T_1 = 35^\circ\text{C} + 273 = 308\text{ K}$$

2. Calcul de la température:

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

$$\frac{150\text{ kPa}}{308\text{ K}} = \frac{250\text{ kPa}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{250\text{ kPa} \cdot 308\text{ K}}{150\text{ kPa}} = 513,3\text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T_2 = 513,3\text{ K} - 273 = 240,3^\circ\text{C}$$

Réponse: La soupape s'ouvrira lorsque le butane (C_4H_{10}) aura atteint une température de 240°C .

29. Première méthode:

1. Calcul de T_2 :

$$T_2 = 2T_1$$

2. Calcul de la pression:

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

$$\frac{135,5\text{ kPa}}{T_1} = \frac{P_2}{2T_1}$$

$$P_2 = \frac{135,5\text{ kPa} \cdot 2T_1}{T_1} = 271,0\text{ kPa}$$

Deuxième méthode :

1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 15^\circ\text{C} + 273 = 288 \text{ K}$$

2. Calcul de T_2 :

$$T_2 = 2 \cdot 288 \text{ K} = 576 \text{ K}$$

3. Calcul de la pression :

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

$$\frac{135,5 \text{ kPa}}{288 \text{ K}} = \frac{P_2}{576 \text{ K}}$$

$$P_2 = \frac{135,5 \text{ kPa} \cdot 576 \text{ K}}{288 \text{ K}} = 271 \text{ kPa}$$

Réponse : Le gaz exercera une pression de 271 kPa.

30. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 18^\circ\text{C} + 273 = 291 \text{ K}$$

$$T_2 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

2. Calcul de la pression :

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

$$\frac{17,5 \text{ atm}}{291 \text{ K}} = \frac{P_2}{313 \text{ K}}$$

$$P_2 = \frac{17,5 \text{ atm} \cdot 313 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 18,8 \text{ atm}$$

Réponse : La pression exercée par l'hélium (He) sera de 18,8 atm.

2.4.4 La relation entre le volume et la quantité de gaz exprimée en nombre de moles

31. Note : la question 31 devrait apparaître dans la rubrique *Pour faire le point* de la section 2.5, à la page 104.

a) Ils en contiennent tous le même nombre.

b) 0,34 g d'hélium (He); 2,7 g de dioxygène (O_2); 3,7 g de dioxyde de carbone (CO_2).

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Masse de He :

$$104 \text{ kPa} \cdot 2,0 \text{ L} = \frac{m}{4,003 \text{ g/mol}} \cdot 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}$$

$$m = \frac{104 \text{ kPa} \cdot 2,0 \text{ L} \cdot 4,003 \text{ g/mol}}{8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}} = 0,34 \text{ g}$$

3. Masse de O_2 :

$$104 \text{ kPa} \cdot 2,0 \text{ L} = \frac{m}{31,998 \text{ g/mol}} \cdot 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}$$

$$m = \frac{104 \text{ kPa} \cdot 2,0 \text{ L} \cdot 31,998 \text{ g/mol}}{8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}} = 2,7 \text{ g}$$

4. Masse de CO_2 :

$$104 \text{ kPa} \cdot 2,0 \text{ L} = \frac{m}{44,009 \text{ g/mol}} \cdot 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}$$

$$m = \frac{104 \text{ kPa} \cdot 2,0 \text{ L} \cdot 44,009 \text{ g/mol}}{8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295 \text{ K}} = 3,7 \text{ g}$$

32.

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

$$\frac{70 \text{ L}}{4 \text{ mol}} = \frac{V_2}{6 \text{ mol}}$$

$$V_2 = \frac{70 \text{ L} \cdot 6 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} = 105 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du contenant doit être de $1 \times 10^2 \text{ L}$.

33.

1. Calcul de n_2 :

$$n_2 = 5,2 \text{ mol} + 2,2 \text{ mol} = 7,4 \text{ mol}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{6,7 \text{ L}}{5,2 \text{ mol}} = \frac{V_2}{7,4 \text{ mol}}$$

$$V_2 = \frac{6,7 \text{ L} \cdot 7,4 \text{ mol}}{5,2 \text{ mol}} = 9,5 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du ballon atteindra 9,5 L.

34.

1. Calcul du nombre de moles :

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

$$n_1 = \frac{16 \text{ g}}{4,003 \text{ g/mol}} = 3,997 \text{ mol}$$

$$n_2 = 3,997 \text{ mol} + \frac{16 \text{ g}}{31,998 \text{ g/mol}} = 4,497 \text{ mol}$$

2. Calcul du volume :

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

$$\frac{81 \text{ L}}{3,997 \text{ mol}} = \frac{V_2}{4,497 \text{ mol}}$$

$$V_2 = \frac{81 \text{ L} \cdot 4,497 \text{ mol}}{3,997 \text{ mol}} = 91 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du ballon sera de 91 L.

35. 1. Calcul du nombre de moles restant dans le pneu :

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

$$\frac{35 \text{ L}}{3,3 \text{ mol}} = \frac{29 \text{ L}}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{29 \text{ L} \cdot 3,3 \text{ mol}}{35 \text{ L}} = 2,734 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de moles échappées :

$$n_{\text{éch}} = 3,3 \text{ mol} - 2,734 \text{ mol} = 0,57 \text{ mol}$$

Réponse : 0,57 mol de molécules d'air s'est échappée du pneu.

36. 1. Calcul du nombre total de moles :

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

$$\frac{1,76 \text{ L}}{0,0784 \text{ mol}} = \frac{1,98 \text{ L}}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{1,98 \text{ L} \cdot 0,0784 \text{ mol}}{1,76 \text{ L}} = 0,0882 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de moles à ajouter :

$$n_{\text{aj}} = 0,0882 \text{ mol} - 0,0784 \text{ mol} = 0,0098 \text{ mol}$$

Réponse : Il faut ajouter 0,0098 mol de dioxyde de carbone (CO_2) dans le ballon. Si on remplaçait le dioxyde de carbone par de l'hélium (He), il faudrait ajouter le même nombre de moles dans le ballon, c'est-à-dire 0,0098 mol d'hélium.

37. 1. Calcul du nombre de moles à la surface :

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

$$\frac{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{1,32 \cdot 10^{-4} \text{ mol}} = \frac{3,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{3,00 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 1,32 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{2,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 1,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse de dioxygène (O_2):

$$m = n \cdot M$$

$$= 1,98 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot 31,998 \text{ g/mol} = 6,34 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Réponse : Il y a $6,34 \times 10^{-3} \text{ g}$ de dioxygène dans la vessie natatoire du poisson lorsque celui-ci est à la surface.

2.4.5 Le volume molaire gazeux

38. $\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{3,45 \text{ mol}}$

$$? = \frac{22,4 \text{ L} \cdot 3,45 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 77,3 \text{ L}$$

Réponse : Le volume molaire gazeux de l'argon (Ar) est de 77,3 L.

39. a) $\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{5,1 \text{ L}}{?}$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 5,1 \text{ L}}{24,5 \text{ L}} = 0,21 \text{ mol}$$

- b) 1. Conversion des mL en L :

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{20,7 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 20,7 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,0207 \text{ L}$$

2. Calcul :

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{0,0207 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,0207 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 9,24 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- c) 1. Conversion des mL en L :

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{90 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 90 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,090 \text{ L}$$

2. Calcul :

$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{0,090 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,090 \text{ L}}{24,5 \text{ L}} = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol ou } 3,7 \text{ mmol}$$

40. $\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{7,5 \text{ mol}}$

$$? = \frac{24,5 \text{ L} \cdot 7,5 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 184 \text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par le dihydrogène (H_2) dans le ballon est de 180 L.

41. 1. Conversion des mL en L :

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{50 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 50 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,050 \text{ L}$$

2. Calcul :

$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{0,050 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,050 \text{ L}}{24,5 \text{ L}} = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol ou } 2,0 \text{ mmol}$$

Réponse : La quantité de dioxyde de soufre (SO_2) gazeux est de $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

42.
$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{2,25 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{22,4 \text{ L} \cdot 2,25 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 50,4 \text{ L}$$

Réponse: Le volume occupé par le néon (Ne) est de 50,4 L.

43.
$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{500 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{24,5 \text{ L} \cdot 500 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 12\,250 \text{ L}$$

Réponse: Le volume occupé par le dihydrogène (H_2) est de 12 300 L.

44.
$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{56 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{24,5 \text{ L} \cdot 56 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 1\,372 \text{ L}$$

Réponse: Le volume occupé par le sulfure de dihydrogène (H_2S) est de 1 400 L.

45. 1. Calcul du nombre de moles de H_2 :

$$\frac{2,016 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{2,02 \text{ g}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 2,02 \text{ g}}{2,016 \text{ g}} = 1,001\,98 \text{ mol}$$

2. Calcul du volume:

$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{1,001\,98 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{24,5 \text{ L} \cdot 1,001\,98 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 24,5 \text{ L}$$

Réponse: Le volume occupé par le dihydrogène (H_2) est de 24,5 L.

46. a)
$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{2,00 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 2,00 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 8,93 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Réponse: Il y a $8,93 \cdot 10^{-2}$ mol d'hélium (He).

b) 1. Calcul du nombre de moles:

$$\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{11,2 \text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{1 \text{ mol} \cdot 11,2 \text{ L}}{22,4 \text{ L}} = 0,500 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de molécules:

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,500 \text{ mol}}$$

$$? = \frac{0,500 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}}$$

$$= 3,01 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

Réponse: Il y a $3,01 \times 10^{23}$ molécules d'hélium (He).

47. 1. Nombre de bulles d'air nécessaires:

$$\text{Nombre de bulles} = \frac{24,5 \text{ L}}{3,36 \times 10^{-3} \text{ L}} = 7\,291,7$$

2. Calcul du nombre de bulles d'air dans une enveloppe:

$$1 \text{ bulle} = 1 \text{ cm}^2 \text{ d'aire}$$

$$26 \text{ cm} \cdot 40 \text{ cm} = 1\,040 \text{ cm}^2 = 1\,040 \text{ bulles}$$

3. Calcul du nombre d'enveloppes nécessaires:

$$\frac{7\,291,7 \text{ bulles}}{1\,040 \text{ bulles}} = 7,01 \text{ enveloppes}$$

Réponse: Il faut écraser environ 7 enveloppes.

48. La température à TAPN est de 25°C , tandis qu'à TPN, elle est de 0°C . Selon la théorie cinétique des gaz, plus la température est élevée plus le volume occupé par le gaz est élevé.

49. L'eau est sous forme liquide, le volume de 24,5 L est nécessaire lorsque les molécules sont sous forme gazeuse.

2.4.6 La relation entre la pression et la quantité de gaz exprimée en nombre de moles

50. 1. Calcul de n_2 :

$$n_2 = 28 \text{ mol} + 7 \text{ mol} = 35 \text{ mol}$$

2. Calcul de la pression:

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

$$\frac{150 \text{ kPa}}{28 \text{ mol}} = \frac{P_2}{35 \text{ mol}}$$

$$P_2 = \frac{150 \text{ kPa} \cdot 35 \text{ mol}}{28 \text{ mol}} = 187,5 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression de l'air dans le pneu est de 190 kPa.

51.

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

$$\frac{235 \text{ mm Hg}}{57 \text{ mol}} = \frac{100 \text{ mm Hg}}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{57 \text{ mol} \cdot 100 \text{ mm Hg}}{235 \text{ mm Hg}} = 24,26 \text{ mol}$$

Réponse: Il faudra 24 mol de gaz.

52. Comme le ballon de caoutchouc est élastique, le volume peut donc augmenter. Si le volume augmente, la pression n'augmentera pas. Dans la bonbonne, le volume est nécessairement constant, donc la pression augmentera.

53. a)

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

$$\frac{P_1}{1,75 \text{ mol}} = \frac{202 \text{ kPa}}{2,35 \text{ mol}}$$

$$P_1 = \frac{1,75 \text{ mol} \cdot 202 \text{ kPa}}{2,35 \text{ mol}} = 150 \text{ kPa}$$

b)

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

$$\frac{79,8 \text{ kPa}}{n_1} = \frac{145 \text{ kPa}}{6,72 \text{ mol}}$$

$$n_1 = \frac{79,8 \text{ kPa} \cdot 6,72 \text{ mol}}{145 \text{ kPa}} = 3,70 \text{ mol}$$

c)

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

$$\frac{100 \text{ kPa}}{0,003 50 \text{ mol}} = \frac{P_2}{0,002 50 \text{ mol}}$$

$$P_1 = \frac{100 \text{ kPa} \cdot 0,002 50 \text{ mol}}{0,003 50 \text{ mol}} = 71,4 \text{ kPa}$$

d)

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

$$\frac{300 \text{ kPa}}{25,8 \text{ mol}} = \frac{P_2}{13,6 \text{ mol}}$$

$$P_2 = \frac{300 \text{ kPa} \cdot 13,6 \text{ mol}}{25,8 \text{ mol}} = 158 \text{ kPa}$$

e)

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

$$\frac{85,3 \text{ kPa}}{200 \text{ mol}} = \frac{74,5 \text{ kPa}}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{200 \text{ mol} \cdot 74,5 \text{ kPa}}{85,3 \text{ kPa}} = 175 \text{ mol}$$

Section 2.5

La loi des gaz parfaits

 Manuel, p. 104

1. 1. Conversion de la température en kelvins:

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

2. Calcul de la pression:

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

$$P = \frac{mRT}{MV}$$

$$= \frac{32,0 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293 \text{ K}}{16,043 \text{ g/mol} \cdot 5,00 \text{ L}}$$

$$= 971 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression exercée par le méthane (CH_4) est de 971 kPa.

2. 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

2. Conversion des mL en L:

$$\frac{1 \text{ L}}{1 000 \text{ mL}} = \frac{x}{500 \text{ mL}}$$

$$x = \frac{1 \text{ L} \cdot 500 \text{ mL}}{1 000 \text{ mL}} = 0,500 \text{ L}$$

3. Calcul du nombre de moles:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{210 \text{ kPa} \cdot 0,500 \text{ L}}{8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 308 \text{ K}}$$

$$= 4,10 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Réponse: L'échantillon contient $4,10 \times 10^{-2}$ mol de méthane (CH_4).

3. 1. Calcul de la température:

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

$$T = \frac{PVM}{mR}$$

$$= \frac{85 \text{ kPa} \cdot 30 \text{ L} \cdot 17,031 \text{ g/mol}}{10,5 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K})}$$

$$= 497,73 \text{ K}$$

2. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T_2 = 497,73 \text{ K} - 273 = 224,73^\circ\text{C}$$

Réponse: À une température de 225°C .

4. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 35^{\circ}\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

2. Conversion des mL en L :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{x}{500 \text{ mL}}$$

$$x = \frac{1 \text{ L} \cdot 500 \text{ mL}}{1\,000 \text{ mL}} = 0,500 \text{ L}$$

3. Calcul du nombre de moles :

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{210 \text{ kPa} \cdot 0,500 \text{ L}}{8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 308 \text{ K}}$$

$$= 4,10 \times 10^{-2} \text{ mol ou } 41 \text{ mmol}$$

Réponse : L'échantillon contient $4,10 \times 10^{-2}$ mol de méthane (CH_4).

5. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 40^{\circ}\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

2. Calcul de la pression :

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{30 \text{ mol} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 313 \text{ K}}{50 \text{ L}}$$

$$= 1\,560,618 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression qui s'exerce dans le cylindre à air comprimé est de $1,6 \times 10^3$ kPa ou 1,6 MPa.

6. 1. Conversion des kg en g :

$$\frac{1 \text{ kg}}{1\,000 \text{ g}} = \frac{50 \text{ kg}}{x}$$

$$x = \frac{1\,000 \text{ g} \cdot 50 \text{ kg}}{1 \text{ kg}} = 50\,000 \text{ g}$$

2. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 125^{\circ}\text{C} + 273 = 398 \text{ K}$$

3. Calcul du volume :

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{50\,000 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 398 \text{ K}}{31,998 \text{ g/mol} \cdot 150 \text{ kPa}}$$

$$= 34\,454 \text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par le dioxygène (O_2) gazeux est de $3,4 \times 10^4$ L ou 34 kL.

7. 1. Calcul de la température :

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

$$T = \frac{PVM}{mR}$$

$$= \frac{85 \text{ kPa} \cdot 30 \text{ L} \cdot 17,031 \text{ g/mol}}{10,5 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K})} = 497,73 \text{ K}$$

2. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 497,73 \text{ K} - 273 = 224,73^{\circ}\text{C}$$

Réponse : 10,5 g de gaz ammoniac (NH_3) exercent une pression de 85 kPa dans un contenant de 30 L à 225°C .

8. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 100^{\circ}\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

2. Calcul de la masse molaire :

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

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

$$= \frac{5,4 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 373 \text{ K}}{26,6 \text{ kPa} \cdot 2,6 \text{ L}}$$

$$= 242 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de $2,4 \times 10^2$ g/mol.

9. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 40^{\circ}\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

2. Calcul de la masse molaire :

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

$$m = \frac{PVM}{RT}$$

$$= \frac{200 \text{ kPa} \cdot 20 \text{ L} \cdot 64,063 \text{ g/mol}}{8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 313 \text{ K}} = 99 \text{ g}$$

Réponse : La masse de dioxyde de soufre (SO_2) contenue dans le cylindre est de 99 g.

10. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 249^{\circ}\text{C} + 273 = 522 \text{ K}$$

2. Calcul de la masse molaire :

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

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

$$= \frac{62 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 522 \text{ K}}{200 \text{ kPa} \cdot 10 \text{ L}}$$

$$= 134,5 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de $1,3 \times 10^2$ g/mol.

11. a) 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T = 23,4^{\circ}\text{C} + 273 = 296,4 \text{ K}$
2. Calcul de la masse de gaz dans le cylindre:
 $m = 9,31 \text{ g} - 7,02 \text{ g} = 2,29 \text{ g}$
3. Calcul de la masse molaire:

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

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

$$= \frac{2,29 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 296,4 \text{ K}}{102,2 \text{ kPa} \cdot 1,25 \text{ L}}$$

$$= 44,2 \text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz est de 44,2 g/mol.

b) Il pourrait s'agir du dioxyde de carbone (CO_2).

12. 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T = 0^{\circ}\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$
2. Calcul du nombre de moles:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 11,2 \text{ L}}{8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}} = 0,500 \text{ mol}$$

Réponse: Cet échantillon contient 0,500 mol.

13. 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T = -45^{\circ}\text{C} + 273 = 228 \text{ K}$
2. Calcul du volume:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{10 \text{ mol} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 228 \text{ K}}{75,5 \text{ kPa}}$$

$$= 250,95 \text{ L}$$

Réponse: Le volume du ballon est de $2,5 \times 10^2 \text{ L}$.

14. 1. Conversion des mL en L:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{180 \text{ mL}}$$

$$x = \frac{1 \text{ L} \cdot 180 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,180 \text{ L}$$

2. Conversion de la température en kelvins:
 $T = 20^{\circ}\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$

3. Calcul de la pression:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{5,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293 \text{ K}}{0,180 \text{ L}}$$

$$= 78,46 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression de l'argon (Ar) à l'intérieur de l'ampoule est de 78 kPa.

15. 1. Calcul de la température:

$$PV = nRT$$

$$T = \frac{PV}{nR}$$

$$= \frac{135 \text{ kPa} \cdot 13,65 \text{ L}}{0,75 \text{ mol} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K})} = 295,67 \text{ K}$$
2. Conversion de la température en degrés Celsius:
 $T = 295,67 \text{ K} - 273 = 22,67^{\circ}\text{C}$
- Réponse: La température du dichlore (Cl_2) gazeux est de 23°C .

Section 2.6

La loi générale des gaz

 Manuel, p. 107

1. 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T_1 = -200^{\circ}\text{C} + 273 = 73 \text{ K}$
2. Calcul de la température:

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

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

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

$$T_2 = 100 \text{ kPa} \cdot 600 \text{ mL} \cdot \frac{73 \text{ K}}{110 \text{ kPa} \cdot 400 \text{ mL}} = 99,55 \text{ K}$$
3. Conversion de la température en degrés Celsius:
 $T = 99,55 \text{ K} - 273 = -173,45^{\circ}\text{C}$
- Réponse: Il faut porter le gaz à une température de -173°C .
2. 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T_1 = 50^{\circ}\text{C} + 273 = 323 \text{ K}$
 $T_2 = 17^{\circ}\text{C} + 273 = 290 \text{ K}$

2. Calcul du volume :

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

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

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

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

$$= \frac{75 \text{ kPa} \cdot 100 \text{ L}}{323 \text{ K}} \cdot \frac{290 \text{ K}}{100 \text{ kPa}} = 67,34 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du gaz serait de 67 L.

3. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

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

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

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

$$= \frac{100 \text{ kPa} \cdot 5,0 \text{ L}}{293 \text{ K}} \cdot \frac{308 \text{ K}}{90 \text{ kPa}} = 5,8 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du gaz serait de 5,8 L.

4. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

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

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

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

$$= 35 \text{ atm} \cdot 23 \text{ mL} \cdot \frac{313 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}} = 503,93 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 503,93 \text{ K} - 273 = 230,93^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale du gaz dans le cylindre sera de 231 °C.

5. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

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

2. Calcul du volume :

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

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

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

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

$$= \frac{102,5 \text{ kPa} \cdot 1,0 \text{ L}}{298 \text{ K}} \cdot \frac{293 \text{ K}}{98,6 \text{ kPa}} = 1,022 \text{ L}$$

Réponse : Le nouveau volume du ballon est de 1,0 L.

6. a) 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_2 = 85^\circ\text{C} + 273 = 358 \text{ K}$$

2. Calcul de T_1 :

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

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

$$= 99,5 \text{ kPa} \cdot 450 \text{ L} \cdot \frac{358 \text{ K}}{88,7 \text{ kPa} \cdot 500 \text{ L}}$$

$$= 361,43 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 361,43 \text{ K} - 273 = 88,43^\circ\text{C}$$

Réponse : La température initiale est de 88 °C.

b) 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 85^\circ\text{C} + 273 = 358 \text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

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

$$= 125 \text{ kPa} \cdot 25,5 \text{ L} \cdot \frac{358 \text{ K}}{125,0 \text{ kPa} \cdot 35,5 \text{ L}}$$

$$= 257,15 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 257,15 \text{ K} - 273 = -15,85^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale est de -15,9 °C.

c) Calcul de la pression :

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

Comme $T_1 = T_2$: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

$$= \frac{1,5 \times 10^2 \text{ kPa} \cdot 25 \text{ L}}{10 \text{ L}} = 375 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression finale est de $3,8 \times 10^2$ kPa.

d) Calcul du volume :

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

Comme $T_1 = T_2$: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 5 \text{ L}}{110 \text{ kPa}} = 4,605 \text{ L}$$

Réponse : Le volume final est de 5 L.

e) 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

$$T_2 = 150^\circ\text{C} + 273 = 423 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

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

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

$$= \frac{750 \text{ L} \cdot 423 \text{ K}}{308 \text{ K}} = 1030 \text{ L}$$

Réponse : Le volume final est de $1,03 \times 10^3$ L.

f) 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 45,5^\circ\text{C} + 273 = 318,5 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{102,5 \text{ kPa} \cdot 1 \text{ L}}{300 \text{ K}} \cdot \frac{318,5 \text{ K}}{86,7 \text{ kPa}} = 1,255 \text{ L}$$

Réponse : Le volume final est de 1 L.

7. a) b) La quantité de gaz (n) et le volume (V) varient dans l'énoncé du problème, la loi générale des gaz ne s'applique donc pas.

8. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = -20^\circ\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$$

2. Calcul de P_2 :

$$P_2 = 4 \cdot 100 \text{ kPa}$$

$$= 400 \text{ kPa}$$

3. Calcul du volume :

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

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

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

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

$$= \frac{100 \text{ kPa} \cdot 600 \text{ mL}}{298 \text{ K}} \cdot \frac{253 \text{ K}}{400 \text{ kPa}} = 127 \text{ mL}$$

Réponse : Le volume final de l'échantillon de méthane (CH_4) gazeux est de 127 mL.

9. Calcul du volume :

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

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

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

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

$$V_2 = \frac{92,3 \text{ kPa} \times 150 \text{ mL}}{260 \text{ K}} \cdot \frac{376 \text{ K}}{123 \text{ kPa}} = 162,78 \text{ mL}$$

Réponse : Le nouveau volume du gaz est de 163 mL.

10. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la température :

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

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

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

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

$$= 110 \text{ kPa} \cdot 24 \text{ mL} \cdot \frac{273 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa} \cdot 48 \text{ mL}} = 148,22 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 148,22 \text{ K} - 273 = -124,78^\circ\text{C}$$

Réponse : La nouvelle température du gaz est de $1,5 \times 10^2$ K ou de $-1,2 \times 10^2$ °C.

11. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la température :

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

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

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

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

$$T_2 = 214,5 \text{ kPa} \cdot 181,5 \text{ cm}^3 \cdot \frac{273 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa} \cdot 180 \text{ cm}^3} \\ = 582,89 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 582,89 \text{ K} - 273 = 309,89^\circ\text{C}$$

Réponse : La température de l'ampoule est de 310°C .

12. 1. Calcul du nouveau volume de gaz de l'échantillon :

$$P_2 = 2P_1$$

$$T_2 = 3T_1$$

2. Calcul du volume :

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

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

$$V_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \cdot \frac{3T_1}{2P_1}$$

$$V_2 = \frac{3V_1}{2} = 1,5 V_1$$

Réponse : Le volume final du gaz correspond à 1,5 fois son volume initial.

13. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 205^\circ\text{C} + 273 = 478 \text{ K}$$

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

2. Calcul de la pression :

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

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

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

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

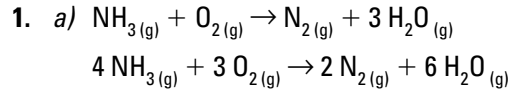
$$P_2 = \frac{350 \text{ kPa} \cdot 5,0 \text{ L}}{478 \text{ K}} \cdot \frac{298 \text{ K}}{1,7 \text{ L}} = 641,77 \text{ kPa}$$

Réponse : On doit appliquer à l'échantillon de gaz une pression de $6,4 \times 10^2 \text{ kPa}$.

Section 2.7

La stœchiométrie des gaz

 Manuel, p. 110



$$\begin{array}{ccc} 4 & 3 & \\ 16,0 \text{ mol} & ? & \end{array}$$

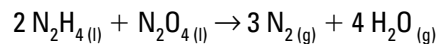
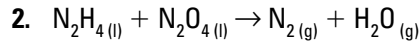
- b) 1. Calcul du nombre de moles de dioxygène (O_2):

$$n_{\text{O}_2} = \frac{16,0 \text{ mol} \cdot 3}{4} = 12,0 \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse de dioxygène nécessaire :

$$\begin{aligned} m &= Mn \\ &= 31,998 \text{ g/mol} \cdot 12,0 \text{ mol} \\ &= 383,976 \text{ g} \end{aligned}$$

Réponse : Il faut 384 g de dioxygène.



$$\begin{array}{ccc} 2 & 3 & \\ 2,72 \text{ mol} & ? & \end{array}$$

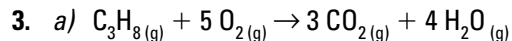
1. Calcul du nombre de moles de diazote (N_2):

$$n_{\text{N}_2} = \frac{2,72 \text{ mol} \cdot 3}{4} = 4,08 \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse de diazote produite :

$$\begin{aligned} m &= Mn \\ &= 28,014 \text{ g/mol} \cdot 4,08 \text{ mol} \\ &= 114,3 \text{ g} \end{aligned}$$

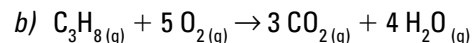
Réponse : Il y a 114 g de diazote produit.



$$\begin{array}{ccc} 1 & 3 & \\ 1,5 \text{ L} & ? & \end{array}$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{1,5 \text{ L} \cdot 3}{1} = 4,5 \text{ L}$$

Réponse : Il y a 4,5 L de dioxyde de carbone (CO_2) gazeux produit.



$$\begin{array}{ccc} 1 & 5 & \\ 1,5 \text{ L} & ? & \\ V_{\text{O}_2} & = & \frac{1,5 \text{ L} \cdot 5}{1} \\ & = & 7,5 \text{ L} \end{array}$$

Réponse : Il y a 7,5 L de dioxygène (O_2) utilisé.

4. a) 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 20,2^{\circ}\text{C} + 273 = 293,2\text{ K}$$

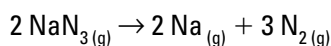
2. Calcul du volume de triazote de sodium (NaN_3):

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{117\text{ g} \cdot 8,31\text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293,2\text{ K}}{65,011\text{ g/mol} \cdot 101,2\text{ kPa}}$$

$$= 43,33\text{ L}$$



$$V_{\text{N}_2} = \frac{43,33\text{ L} \cdot 3}{2}$$

$$= 64,99\text{ L}$$

Réponse : Il y a 65,0 L de diazote (N_2) emmagasinés dans le volant.

- b) 1. Calcul du nombre de moles :

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{101,2\text{ kPa} \cdot 65,0\text{ L}}{8,31\text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293,2\text{ K}}$$

$$= 2,699\text{ 8 mol}$$

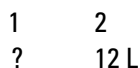
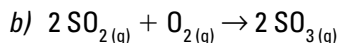
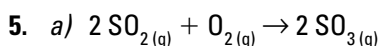
2. Calcul du nombre de molécules :

$$\frac{6,02 \cdot 1\text{ 023 molécules}}{1\text{ mol}} \cdot \frac{?}{2,699\text{ 8 mol}}$$

$$? = \frac{2,699\text{ 8 mol} \cdot 6,02 \times 1\text{ 023 molécules}}{1\text{ mol}}$$

$$= 1,63 \times 10^{24}\text{ molécules}$$

Réponse : Il y a $1,63 \times 10^{24}$ molécules de diazote (N_2).



$$V_{\text{O}_2} = \frac{12\text{ L} \cdot 1}{2}$$

$$= 6,0\text{ L}$$

Réponse : Un volume de 6,0 L de dioxygène (O_2) est utilisé.

6. 1. Conversion de la température en kelvins :

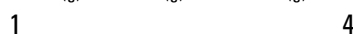
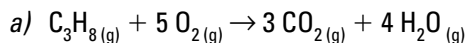
$$T = 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298\text{ K}$$

2. Calcul du volume de propane brûlé :

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

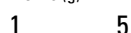
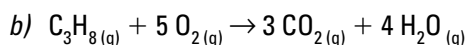
$$= \frac{35\text{ g} \cdot 8,31\text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298\text{ K}}{44,097\text{ g/mol} \cdot 101,3\text{ kPa}} = 19,403\text{ L}$$



$$V_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{19,403\text{ L} \cdot 4}{1}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 77,612\text{ L}$$

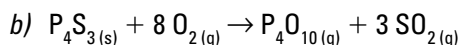
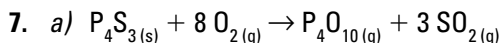
Réponse : Il y a 78 L de vapeur d'eau produit.



$$V_{\text{O}_2} = \frac{19,403\text{ L} \cdot 5}{1}$$

$$V_{\text{O}_2} = 97,015\text{ L}$$

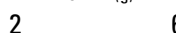
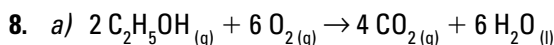
Réponse : Il y a 97 L de dioxygène (O_2) utilisé.



$$V_{\text{SO}_2} = \frac{5,3\text{ L} \cdot 3}{8}$$

$$V_{\text{SO}_2} = 1,9875\text{ L}$$

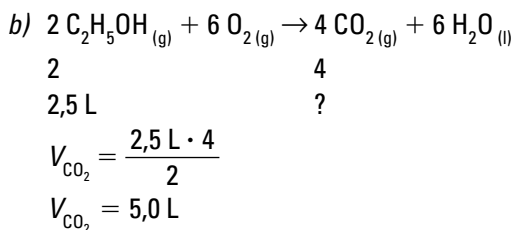
Réponse : 2,0 L de dioxyde de soufre (SO_2) seront produits.



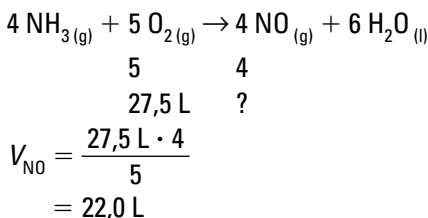
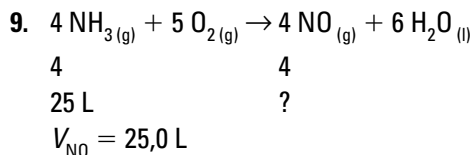
$$V_{\text{O}_2} = \frac{2,5\text{ L} \cdot 6}{2}$$

$$= 7,5\text{ L}$$

Réponse : Un volume de 7,5 L de dioxygène (O_2) gazeux est requis.



Réponse: Un volume de 5,0 L de dioxyde de carbone (CO₂) sera produit.



Il y aura donc 22,0 L de NO produit.

Calcul de la masse de NO:

$$\begin{aligned} PV &= \frac{mRT}{M} \\ V &= \frac{PVM}{RT} \\ &= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 22,0 \text{ L} \cdot 30,006 \text{ g/mol}}{8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 273 \text{ K}} \\ &= 29,477 \text{ g} \end{aligned}$$

Réponse: Il y a 29,5 g de monoxyde d'azote (NO) produit.

Section 2.8 La loi de Dalton

 Manuel, p. 113

$$\begin{aligned} 1. P_T &= P_1 + P_2 \\ &= 98 \text{ kPa} + 202,65 \text{ kPa} \\ &= 300,65 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: La pression résultante est de 301 kPa.

$$2. P_{\text{Ar}} = P_{\text{Totale}} - P_{\text{Ne}} = 102,7 \text{ kPa} - 52,5 \text{ kPa} + 50,2 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression partielle de l'argon (Ar) est de 50,2 kPa.

3. 1. Calcul de la pression partielle du néon (Ne):

$$\begin{aligned} P_{\text{Ne}} &= 12\% \cdot P_T \\ &= \frac{12}{100} \cdot 116 \text{ kPa} \\ &= 13,92 \text{ kPa} \end{aligned}$$

2. Calcul de la pression partielle de l'hélium (He):

$$\begin{aligned} P_{\text{He}} &= 23\% \cdot P_T \\ &= \frac{23}{100} \cdot 116 \text{ kPa} \\ &= 26,68 \text{ kPa} \end{aligned}$$

3. Calcul de la pression partielle du radon (Rd):

$$\begin{aligned} P_{\text{Rn}} &= 65\% \cdot P_T \\ &= \frac{65}{100} \cdot 116 \text{ kPa} \\ &= 75,4 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: La pression partielle du néon est de 14 kPa; la pression partielle de l'hélium est de 27 kPa et la pression partielle du radon est de 75 kPa.

4. 1. Calcul de la pression partielle de l'argon (Ar):

$$\begin{aligned} P_{\text{Ar}} &= 40\% \cdot P_T \\ P_T &= \frac{P_{\text{Ar}}}{40\%} \\ &= \frac{325 \text{ mm Hg}}{\frac{40}{100}} \\ &= 812,5 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

2. Conversion en kPa:

$$\begin{aligned} \frac{760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} &= \frac{812,5 \text{ mm Hg}}{?} \\ ? &= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 812,5 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \\ &= 108,3 \text{ kPa} \end{aligned}$$

Réponse: La pression totale du mélange est de $1,1 \times 10^2$ kPa.

5. 1. Calcul du nombre total de moles:

$$\begin{aligned} n_T &= n_{\text{CH}_4} + n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{C}_3\text{H}_8} \\ &= 0,85 \text{ mol} + 0,55 \text{ mol} + 1,25 \text{ mol} + 0,27 \text{ mol} \\ &= 2,92 \text{ mol} \end{aligned}$$

2. Calcul de la pression partielle de méthane (CH₄):

$$\begin{aligned} P_{\text{CH}_4} &= \frac{n_{\text{CH}_4}}{n_T} \cdot P_T \\ &= \frac{0,85 \text{ mol}}{2,92 \text{ mol}} \cdot 2573 \text{ kPa} \\ &= 748,99 \text{ kPa} \end{aligned}$$

3. Calcul de la pression partielle de dioxygène (O_2):

$$\begin{aligned}P_{O_2} &= \frac{n_{O_2}}{n_T} \cdot P_T \\ &= \frac{0,55 \text{ mol}}{2,92 \text{ mol}} \cdot 2\,573 \text{ kPa} \\ &= 484,64 \text{ kPa}\end{aligned}$$

4. Calcul de la pression partielle de diazote (N_2):

$$\begin{aligned}P_{N_2} &= \frac{n_{N_2}}{n_T} \cdot P_T \\ &= \frac{1,25 \text{ mol}}{2,92 \text{ mol}} \cdot 2\,573 \text{ kPa} \\ &= 1\,101,46 \text{ kPa}\end{aligned}$$

5. Calcul de la pression partielle de propane (C_3H_8):

$$\begin{aligned}P_{C_3H_8} &= \frac{n_{C_3H_8}}{n_T} \cdot P_T \\ &= \frac{0,27 \text{ mol}}{2,92 \text{ mol}} \cdot 2\,573 \text{ kPa} \\ &= 237,91 \text{ kPa}\end{aligned}$$

Réponses:

- La pression partielle du méthane est de $7,5 \times 10^2$ kPa.
- La pression partielle du dioxygène est de $4,8 \times 10^2$ kPa.
- La pression partielle du diazote est de $1,1 \times 10^3$ kPa.
- La pression partielle du propane est de $2,4 \times 10^2$ kPa.

6. 1. Calcul du pourcentage de dioxyde de carbone (CO_2):

$$100\% - 30\% = 70\%$$

2. Calcul de la pression partielle du dioxyde de carbone:

$$\begin{aligned}P_{CO_2} &= 70\% \cdot P_T \\ &= 70\% \cdot 1 \text{ atm} \\ &= 0,7 \text{ atm}\end{aligned}$$

Réponse: La pression partielle du dioxyde de carbone est de 0,7 atm.

7. 1. Calcul de la pression partielle du dioxyde de carbone (CO_2):

$$\begin{aligned}P_{CO_2} &= 3,5\% \cdot P_T \\ &= 3,5\% \cdot 102,6 \text{ kPa} \\ &= 3,591 \text{ kPa}\end{aligned}$$

2. Calcul de la pression partielle du dioxygène (O_2):

$$\begin{aligned}P_{O_2} &= 4,0\% \cdot P_T \\ &= 4,0\% \cdot 102,6 \text{ kPa} \\ &= 4,104 \text{ kPa}\end{aligned}$$

3. Calcul de la pression partielle de la vapeur d'eau (H_2O):

$$\begin{aligned}P_{H_2O} &= 92,5\% \cdot P_T \\ &= 92,5\% \cdot 102,6 \text{ kPa} \\ &= 94,905 \text{ kPa}\end{aligned}$$

Réponses:

- La pression partielle du dioxyde de carbone est de 3,6 kPa.
- La pression partielle du dioxygène est de 4,1 kPa.
- La pression partielle de la vapeur d'eau est de 94,9 kPa.

8. 1. Calcul du pourcentage de dioxygène (O_2):

$$\begin{aligned}P_{O_2} &= x_{O_2} \cdot P_T \\ x_{O_2} &= \frac{P_{O_2}}{P_T} \\ &= \frac{125 \text{ mm Hg}}{1\,000 \text{ mm Hg}} \\ &= 12,5\%\end{aligned}$$

2. Calcul du pourcentage de dihydrogène (H_2):

$$\begin{aligned}P_{H_2} &= x_{H_2} \cdot P_T \\ x_{H_2} &= \frac{P_{H_2}}{P_T} \\ &= \frac{235 \text{ mm Hg}}{1\,000 \text{ mm Hg}} \\ &= 23,5\%\end{aligned}$$

3. Calcul du pourcentage de dichlore (Cl_2):

$$\begin{aligned}x_{O_2} + x_{H_2} + x_{Cl_2} &= 100\% \\ x_{Cl_2} &= 100\% - \%_{O_2} - \%_{H_2} \\ &= 100\% - 12,5\% - 23,5\% \\ &= 64,0\%\end{aligned}$$

Réponse: Le dichlore occupe 64,0% du récipient.

Chapitre 2 Les propriétés physiques des gaz



Manuel, p. 119 à 123

● 1. $\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{522 \text{ mm Hg}}$

$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 522 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}}$$
$$= 69,577 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression de l'échantillon est de 69,6 kPa.

● 2. 1. Conversion des mm Hg en kPa:

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{24 \text{ mm Hg}}$$

$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 24 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 3,198 \text{ 9 kPa}$$

2. Calcul de la pression:

$$P_{\text{CO}_2} = P_{\text{atm}} + h$$

$$= 100,3 \text{ kPa} + 3,198 \text{ 9 kPa}$$

$$= 103,498 \text{ 9}$$

Réponse: La pression exercée par le dioxyde de carbone (CO₂) est de 103 kPa.

- 3. Il se déplace vers le bout ouvert.
- 4. Le bout étant fermé, la pression atmosphérique n'exercera aucune poussée sur le mercure, la différence de hauteur est égale à la pression du gaz mesuré.

● 5. 1. Calcul de la hauteur:

$$h = 72,0 \text{ mm Hg} - 31,0 \text{ mm Hg}$$

$$= 41,0 \text{ mm Hg}$$

2. Conversion en kPa:

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{41,0 \text{ mm Hg}}$$

$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 41,0 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 5,46 \text{ kPa}$$

La différence de pression entre l'atmosphère et le gaz contenu dans le ballon est de 5,46 kPa.

3. Conversion en mm Hg:

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{102,3 \text{ kPa}}{?}$$

$$? = \frac{102,3 \text{ kPa} \cdot 760 \text{ mm Hg}}{101,3 \text{ kPa}} = 767,5 \text{ mm Hg}$$

4. Calcul de la pression exercée par le gaz:

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

$$= 767,5 \text{ mm Hg} - 41,0 \text{ mm Hg}$$

$$= 726,5 \text{ mm Hg}$$

La pression du gaz contenu dans le ballon est de 726,5 mm Hg.

5. Conversion en kPa:

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{726,5 \text{ mm Hg}}$$

$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 726,5 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 96,83 \text{ kPa}$$

La pression du gaz contenu dans le ballon est de 96,83 kPa.

Si la pression du gaz égalait aussi 102,3 kPa, les hauteurs des deux colonnes de mercure du manomètre seraient égales.

● 6. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

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

$$= \frac{25 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}}{220 \text{ mL}} = 56,82 \text{ atm}$$

Réponse: La pression à l'intérieur du cylindre est de 57 atm.

● 7. 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T_1 = 125^\circ\text{C} + 273 = 398 \text{ K}$$

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

2. Calcul du volume:

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

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

$$= \frac{500 \text{ dm}^3 \cdot 298 \text{ K}}{398 \text{ K}}$$

$$= 374,37 \text{ dm}^3$$

Réponse: Le dihydrogène (H₂) occupera un volume de 374 dm³.

● 8. Note: À la question 8, on devrait lire: « [...] le volume final du gaz naturel soit de 385 mL. »

1. Conversion de la température en kelvins:

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

2. Conversion des mL en L:

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{350 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 350 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,350 \text{ L}$$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = \frac{?}{385 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 385 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,385 \text{ L}$$

3. Calcul de la température:

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

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

$$= \frac{0,385 \text{ L} \cdot 293 \text{ K}}{0,350 \text{ L}} = 322,3 \text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T_2 = 322,3 - 273 = 49,3^\circ\text{C}$$

Réponse: La température finale du gaz est de 49,3 °C.

- 9. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 98^{\circ}\text{C} + 273 = 371 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{1,0 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 371 \text{ K}}{18,015 \text{ g/mol} \cdot 103 \text{ kPa}}$$

$$= 1,6615 \text{ L}$$

Réponse : Un volume de 1,7 L de vapeur d'eau se développera dans le gâteau.

- 10. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 35^{\circ}\text{C} + 273 = 308 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{26,5 \text{ mol} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 308 \text{ K}}{400 \text{ kPa}}$$

$$= 169,57 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du dichlore (Cl_2) est de 170 L.

- 11. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 24^{\circ}\text{C} + 273 = 297 \text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

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

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

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

$$= 3,5 \text{ atm} \cdot 250 \text{ mL} \cdot \frac{297 \text{ K}}{1,5 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}}$$

$$= 346,5 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_1 = 346,5 \text{ K} - 273 = 73,5^{\circ}\text{C}$$

Réponse : La température finale du fréon sera de 74°C .

- 12. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 150^{\circ}\text{C} + 273 = 423 \text{ K}$$

$$T_2 = 110^{\circ}\text{C} + 273 = 383 \text{ K}$$

2. Calcul de la pression :

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

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

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

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

$$= \frac{9\,600 \text{ kPa} \cdot 10 \text{ mL}}{423 \text{ K}} \cdot \frac{383 \text{ K}}{18 \text{ mL}}$$

$$= 301,81 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression finale de l'échantillon de vapeur est de $3,0 \times 10^2 \text{ kPa}$.

- 13. a) $T = 45^{\circ}\text{C} + 273 = 318 \text{ K}$

b) $T = 67^{\circ}\text{C} + 273 = 340 \text{ K}$

c) $T = 350^{\circ}\text{C} + 273 = 623 \text{ K}$

- 14. a) $T = 473 \text{ K} - 273 = 200^{\circ}\text{C}$

b) $T = 108 \text{ K} - 273 = -165^{\circ}\text{C}$

c) $T = 225 \text{ K} - 273 = -48^{\circ}\text{C}$

- 15. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul du volume :

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{1,0 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298 \text{ K}}{44,009 \text{ g/mol} \cdot 101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 0,5555 \text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par le dioxyde de carbone (CO_2) gazeux dans la pâte à pain est de 0,56 L.

- 16. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Conversion des kg en g :

$$\frac{1\,000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = \frac{?}{4,2 \text{ kg}}$$

$$? = \frac{1\,000 \text{ g} \cdot 4,2 \text{ kg}}{1 \text{ kg}} = 4\,200 \text{ g}$$

3. Calcul du volume :

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{4\,200\text{ g} \cdot 8,31\text{ (kJPa} \cdot \text{L)/(mol} \cdot \text{K)} \cdot 298\text{ K}}{39,948\text{ g/mol} \cdot 101,3\text{ kPa}}$$

$$= 2\,570,17\text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par l'air est de $2,6 \times 10^3\text{ L}$ ou $2,6\text{ kL}$.

● 17. a) $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

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

$$= \frac{107\text{ kPa} \cdot 145\text{ K}}{300\text{ K}} = 51,7\text{ kPa}$$

Réponse : La nouvelle pression est de $51,7\text{ kPa}$.

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

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

$$= \frac{17\text{ L} \cdot 145\text{ K}}{300\text{ K}} = 8,2\text{ L}$$

Réponse : Le nouveau volume du gaz est de $8,2\text{ L}$.

- 18. À cause de la chaleur, les molécules à l'intérieur du ballon acquièrent plus d'énergie cinétique, ce qui augmente la pression au point de faire céder les parois du ballon.

● 19. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

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

$$= \frac{120\text{ kPa} \cdot 0,25\text{ L}}{60\text{ kPa}} = 0,50\text{ L}$$

Réponse : Le diazote (N_2) occupera un volume de $0,50\text{ L}$.

- 20. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313\text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{20\text{ L} \cdot 313\text{ K}}{293\text{ K}} = 21\text{ L}$$

Réponse : Le volume occupé par l'air sec sera de 21 L .

- 21. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 24,2^\circ\text{C} + 273 = 297,2\text{ K}$$

$$T_2 = -17,5^\circ\text{C} + 273 = 255,5\text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{2,5\text{ L} \cdot 255,5\text{ K}}{297,2\text{ K}} = 2,149\text{ L}$$

Réponse : Le volume du ballon sera de $2,1\text{ L}$.

- 22. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la température :

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

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

$$= \frac{30\text{ L} \cdot 293\text{ K}}{10\text{ L}} = 879\text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 879\text{ K} - 273 = 606^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale sera de 606°C .

- 23. Note : À la question 23, on devrait lire : « Un échantillon de $75,3\text{ L}$ de dioxygène (O_2) [...] »

1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 25,7^\circ\text{C} + 273 = 298,7\text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

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

$$= \frac{10\text{ L} \cdot 298,7\text{ K}}{75,3\text{ L}} = 39,67\text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 39,67\text{ K} - 273 = -233,33^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale de l'échantillon de dioxygène (O_2) est de -233°C .

- 24. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 30^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$$

2. Calcul de la pression :

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

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

$$= \frac{210 \text{ kPa} \cdot 303 \text{ K}}{253 \text{ K}} = 251,5 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression de l'air dans les pneus est de 252 kPa.

- 25. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 205^\circ\text{C} + 273 = 478 \text{ K}$$

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

2. Calcul de la pression :

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

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

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

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

$$= \frac{350 \text{ kPa} \cdot 5,0 \text{ L}}{478 \text{ K}} \cdot \frac{298 \text{ K}}{1,7 \text{ L}} = 641,77 \text{ kPa}$$

Réponse : On doit appliquer une pression de $6,4 \times 10^2$ kPa.

- 26. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = -190^\circ\text{C} + 273 = 83 \text{ K}$$

2. Calcul de la température :

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

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

$$= \frac{10 \text{ L} \cdot 83 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 2,833 \text{ L}$$

Réponse : Le diazote (N_2) occupera un volume de 2,8 L.

- 27. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

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

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{2,0 \text{ L} \cdot 298 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 2,183 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du ballon sera de 2,2 L.

- 28. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Conversion des mm Hg en atm :

$$\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{700 \text{ mm Hg}}$$

$$? = \frac{1 \text{ atm} \cdot 700 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,921 \text{ atm}$$

3. Calcul de la température :

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

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

$$= \frac{2 \text{ atm} \cdot 298 \text{ K}}{0,921 \text{ atm}} = 647,12 \text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 647,12 \text{ K} - 273 = 374,12^\circ\text{C}$$

Réponse : On peut chauffer le récipient sans danger jusqu'à une température de 374°C .

- 29. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul du volume final :

$$V_2 = 2 \cdot 650 \text{ cm}^3 = 1300 \text{ cm}^3$$

3. Calcul de la température :

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

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

$$= \frac{1300 \text{ cm}^3 \cdot 273 \text{ K}}{650 \text{ cm}^3} = 546 \text{ K}$$

4. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T_2 = 546 \text{ K} - 273 = 273^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale de l'argon (Ar) est de 273°C .

- 30. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la température :

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

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

$$= 400 \text{ mmHg} \cdot 7,5 \text{ L} \cdot \frac{283 \text{ K}}{750 \text{ mmHg} \cdot 5,5 \text{ L}}$$

$$= 205,8 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 205,8 \text{ K} - 273 = -67,2^\circ\text{C}$$

Réponse : La température finale du néon (Ne) sera de -67°C .

- 31. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

2. Calcul de la pression :

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

$$P = \frac{mRT}{MV}$$

$$= \frac{25 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 293 \text{ K}}{31,998 \text{ g/mol} \cdot 2,0 \text{ L}}$$

$$= 951,16 \text{ kPa}$$

Réponse : La pression du dioxygène (O_2) est de $9,5 \times 10^2 \text{ kPa}$.

- 32. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 1\,150^\circ\text{C} + 273 = 1\,423 \text{ K}$$

2. Calcul de la pression :

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

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

$$= \frac{1\,423 \text{ K} \cdot 5 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = 24,28 \text{ atm}$$

Réponse : La pression dans l'ampoule sera de 24 atm.

- 33. 1. Conversion de la température en kelvins :

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

$$T_2 = 24^\circ\text{C} + 273 = 297 \text{ K}$$

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{4 \text{ atm} \cdot 5,0 \text{ mL}}{281 \text{ K}} \cdot \frac{297 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 21,1 \text{ mL}$$

Réponse : Le volume de la bulle sera de 21 mL.

● 34. $PV = \frac{mRT}{M}$

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

$$= \frac{3,22 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 281 \text{ K}}{100 \text{ kPa} \cdot 1,56 \text{ L}}$$

$$= 48,199 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de 48,2 g/mol.

- 35. 1. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = \frac{1,01 \text{ atm}}{?}$$

$$? = \frac{1,01 \text{ atm} \cdot 101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = 102,313 \text{ kPa}$$

2. Calcul de la masse molaire :

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

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

$$= \frac{14,1 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 344 \text{ K}}{102,313 \text{ kPa} \cdot 2,00 \text{ L}}$$

$$= 196,978 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire de haloéthane est de 197 g/mol.

- 36. 1. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{755 \text{ mm Hg}}$$

$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 755 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 100,63 \text{ kPa}$$

2. Conversion des mL en L :

$$\frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} = \frac{?}{237 \text{ mL}}$$

$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 237 \text{ mL}}{1\,000 \text{ mL}} = 0,237 \text{ L}$$

3. Calcul de la masse molaire :

$$PV = \frac{mRT}{M}$$
$$M = \frac{mRT}{PV}$$
$$= \frac{0,548 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 373 \text{ K}}{100,63 \text{ kPa} \cdot 0,237 \text{ L}}$$
$$= 71,222 \text{ g/mol}$$

Réponse : La masse molaire du gaz est de 71,2 g/mol.

● 37. 1. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{?}{750 \text{ mm Hg}}$$
$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 750 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 99,97 \text{ kPa}$$

2. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 30^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$$

3. Calcul du volume :

$$PV = nRT$$
$$V = \frac{nRT}{P}$$
$$= \frac{2,0 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 303 \text{ K}}{99,97 \text{ kPa}}$$
$$= 50,37 \text{ L}$$

Réponse : Le dioxygène (O_2) occupe un volume de 50 L.

● 38. 1. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = \frac{?}{5 \text{ atm}}$$
$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 5 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 506,5 \text{ kPa}$$

2. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 100^\circ\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

3. Calcul du volume :

$$PV = \frac{mRT}{M}$$
$$V = \frac{mRT}{MP}$$
$$= \frac{1,5 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 373 \text{ K}}{28,014 \text{ g/mol} \cdot 506,5 \text{ kPa}}$$
$$= 0,3277 \text{ L}$$

Réponse : Le diazote (N_2) occupe un volume de 0,33 L.

● 39. a) 1. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = \frac{?}{2 \text{ atm}}$$
$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 2 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 202,6 \text{ kPa}$$

2. Conversion de la température en kelvins :

$$T = -50^\circ\text{C} + 273 = 223 \text{ K}$$

3. Conversion du volume en L :

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = \frac{?}{500 \text{ cm}^3}$$
$$? = \frac{1 \text{ L} \cdot 500 \text{ cm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0,500 \text{ L}$$

4. Calcul de la masse :

$$PV = \frac{mRT}{M}$$
$$m = \frac{PVM}{RT}$$
$$= \frac{202,6 \text{ kPa} \cdot 0,500 \text{ L} \cdot 44,009 \text{ g/mol}}{8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 223 \text{ K}}$$
$$= 2,4057 \text{ g}$$

Réponse : Il y a 2,41 g de dioxyde de carbone (CO_2).

b) 1. Calcul du nombre de mol de dioxyde de carbone (CO_2) :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,4057 \text{ g}}{44,009 \text{ g/mol}} = 0,05466 \text{ mol}$$

2. Calcul de la masse de dioxygène (O_2)

$$n = nM$$
$$= 0,05466 \text{ mol} \cdot 31,998 \text{ g/mol} = 1,75 \text{ g}$$

Réponse : Le réservoir peut contenir 1,75 g de dioxygène.

● 40. 1. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = \frac{?}{10 \text{ atm}}$$
$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 10 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 1013 \text{ kPa}$$

2. Calcul de la température :

$$PV = \frac{mRT}{M}$$
$$T = \frac{PVM}{mR}$$
$$= \frac{1013 \text{ kPa} \cdot 5 \text{ L} \cdot 28,014 \text{ g/mol}}{60 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K})} = 284,58 \text{ K}$$

3. Conversion de la température en degrés Celsius :

$$T = 284,58 \text{ K} - 273 = 11,59^\circ\text{C}$$

Réponse : La température est de 12°C .

- 41. Note: À la question 41, on devrait lire: « Un échantillon de dioxygène (O_2) gazeux occupe un volume de 10 L à 546 K. »

1. Calcul de la température:

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

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

$$= \frac{5,0 \text{ L} \cdot 546 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 273 \text{ K}$$

2. Conversion de la température en degrés Celsius:

$$T = 273 \text{ K} - 273 = 0^\circ\text{C}$$

Réponse: Le gaz occupera un volume de 5,0 L à une température de 0°C .

- 42. 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T_1 = 100^\circ\text{C} + 273 = 373 \text{ K}$$

$$T_2 = 200^\circ\text{C} + 273 = 473 \text{ K}$$

2. Calcul du pourcentage d'augmentation:

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

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

$$= \frac{473 \text{ K}}{373 \text{ K}} \cdot P_1$$

$$= 1,27 P_1$$

Réponse: L'augmentation de la pression est de 127%.

- 43. 1. Calcul du volume de dioxygène (O_2):

$$V_{O_2} = 20\% \cdot 20 \text{ L}$$

$$= 4,0 \text{ L}$$

2. Calcul du nombre de moles:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 4,0 \text{ L}}{8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}} = 0,1786 \text{ mol}$$

Réponse: Il y a 0,18 mol de dioxygène.

- 44. La vitesse de diffusion du diazote (N_2) est plus élevée que celle du gaz inconnu. Donc, selon la loi de Graham, la masse molaire du gaz inconnu est supérieure à celle du diazote.

■ 45. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

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

$$= \frac{7,5 \text{ atm} \cdot V_1}{\frac{V_2}{5}} = 37,5 \text{ atm}$$

Réponse: L'ammoniac (NH_3) gazeux exercera une pression de 38 atm.

■ 46. $P_1 V_1 = P_2 V_2$

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

$$= \frac{125 \text{ kPa} \cdot \frac{V_1}{2}}{V_1} = 62,5 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression initiale à l'intérieur du cylindre était de 62,5 kPa.

- 47. 1. Calcul du volume de diazote (N_2):

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{14,01 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}}{28,014 \text{ g/mol} \cdot 101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 11,19998 \text{ L}$$

2. Calcul du volume de dioxygène (O_2):

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{16,00 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}}{31,998 \text{ g/mol} \cdot 101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 11,19828 \text{ L}$$

3. Calcul du volume de dioxyde de carbone (CO_2):

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{66,00 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}}{44,009 \text{ g/mol} \cdot 101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 33,5859 \text{ L}$$

4. Calcul du volume d'ammoniac (NH_3):

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

$$V = \frac{mRT}{MP}$$

$$= \frac{17,04 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}}{17,031 \text{ g/mol} \cdot 101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 22,407 \text{ L}$$

5. Calcul du volume total:

$$V_T = V_{N_2} + V_{O_2} + V_{CO_2} + V_{NH_3}$$

$$= 11,199\,98\text{ L} + 11,198\,28\text{ L} + 33,585\,9\text{ L} + 22,407\text{ L} = 78,391\,16\text{ L}$$

Réponse: Le volume du contenant est de 78,39 L.

■ 48. 1. Conversion de la pression en kPa:

$$\frac{101,3\text{ kPa}}{1\text{ atm}} = \frac{?}{2,40\text{ atm}}$$

$$? = \frac{101,3\text{ kPa} \cdot 2,40\text{ atm}}{1\text{ atm}} = 243,12\text{ kPa}$$

2. Conversion du volume en L:

$$\frac{1\text{ m}^3}{1\,000\text{ L}} = \frac{87,6\text{ m}^3}{?}$$

$$? = \frac{87,6\text{ m}^3 \cdot 1\,000\text{ L}}{1\text{ m}^3} = 87\,600\text{ L}$$

3. Calcul de la masse:

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

$$m = \frac{PVM}{RT}$$

$$= \frac{243,12\text{ kPa} \cdot 87\,600\text{ L} \cdot 70,906\text{ g/mol}}{8,31\text{ (kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 290\text{ K}}$$

$$= 626\,626,501\text{ g}$$

Réponse: 626 kg

■ 49. 1. Conversion de la pression en kPa:

$$\frac{101,3\text{ kPa}}{760\text{ mm Hg}} = \frac{?}{560\text{ mm Hg}}$$

$$? = \frac{560\text{ mm Hg} \cdot 101,3\text{ kPa}}{760\text{ mm Hg}} = 74,642\text{ kPa}$$

2. Calcul du volume:

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

$$V = \frac{PVM}{RT}$$

$$= \frac{3,03\text{ g} \cdot 8,31\text{ (kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 139\text{ K}}{2,016\text{ g/mol} \cdot 74,642\text{ kPa}}$$

$$= 23,259\text{ L}$$

Réponse: Le volume du dihydrogène (H₂) est de 23,3 L.

■ 50. 1. Conversion de la température en kelvins:

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

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

2. Calcul du volume:

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

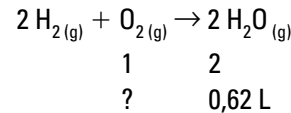
$$V_2 = \frac{P_1 V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2}$$

$$= \frac{25\text{ atm} \cdot 100\text{ L}}{293\text{ K}} \cdot \frac{298\text{ K}}{1,05\text{ atm}} = 2\,421,58\text{ L}$$

Réponse: Le ballon aura un volume de 2,4 × 10³ L.

■ 51. a) 2 H_{2(g)} + O_{2(g)} → 2 H_{2O(g)}

b) 1. Calcul du volume de dioxygène (O₂):



$$V_{O_2} = \frac{1 \cdot 0,62\text{ L}}{2} = 0,31\text{ L}$$

2. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 100^\circ\text{C} + 273 = 373\text{ K}$$

3. Calcul de la masse:

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

$$m = \frac{PVM}{RT}$$

$$= \frac{101,3\text{ kPa} \cdot 0,31\text{ L} \cdot 31,998\text{ g/mol}}{8,31\text{ (kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 373\text{ K}}$$

$$= 0,324\,18\text{ g}$$

Réponse: Une masse de 0,32 g de dioxygène (O₂) a réagi.

■ 52. 1. Conversion du volume en L:

$$\frac{1\text{ m}^3}{1000\text{ L}} = \frac{0,250\text{ m}^3}{?}$$

$$? = \frac{0,250\text{ m}^3 \cdot 1000\text{ L}}{1\text{ m}^3} = 250\text{ L}$$

2. Calcul du nombre de moles:

$$\frac{22,4\text{ L}}{1\text{ mol}} = \frac{250\text{ L}}{?}$$

$$? = \frac{1\text{ mol} \cdot 250\text{ L}}{22,4\text{ L}} = 11,16\text{ mol}$$

3. Calcul du nombre de molécules:

$$\frac{6,02 \times 10^{23}\text{ molécules}}{1\text{ mol}} = \frac{?}{11,16\text{ mol}}$$

$$? = \frac{11,16\text{ mol} \cdot 6,02 \times 10^{23}\text{ molécules}}{1\text{ mol}}$$

$$? = 6,72 \times 10^{24}\text{ molécules}$$

Réponse: Il y a 6,72 × 10²⁴ molécules de dioxygène (O₂).

- 53. a) 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T = 0^{\circ}\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$

2. Calcul de la masse molaire:

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

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

$$= \frac{9,0 \text{ g} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}}{202 \text{ kPa} \cdot 5,0 \text{ L}}$$

$$= 20,16 \text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz est de 20,2 g/mol.

b) Le gaz peut être du néon (Ne).

■ 54. a) $n_{\text{He}} = \frac{m}{M}$

$$= \frac{10 \text{ g}}{4,003 \text{ g/mol}} = 2,498 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m}{M}$$

$$= \frac{10 \text{ g}}{28,014 \text{ g/mol}} = 0,357 \text{ mol}$$

$$n_{\text{T}} = n_{\text{He}} + n_{\text{N}_2}$$

$$n_{\text{T}} = 2,498 \text{ mol} + 0,357 \text{ mol}$$

$$= 2,855 \text{ mol}$$

Réponse: Il y a 2,9 mol de gaz dans le réservoir.

- b) 1. Conversion de la température en kelvins:
 $T = -20^{\circ}\text{C} + 273 = 253 \text{ K}$

2. Calcul de la pression:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{2,855 \text{ mol} \cdot 8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 253 \text{ K}}{25 \text{ L}}$$

$$= 240,098 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression totale dans le réservoir est de $2,4 \times 10^2 \text{ kPa}$.

c) 1. Calcul de la pression partielle de l'hélium (He):

$$P_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{T}}} \cdot P_{\text{T}}$$

$$= \frac{2,498 \text{ mol}}{2,855 \text{ mol}} \cdot 240,098 \text{ kPa}$$

$$= 210,075 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression partielle de l'hélium est de $2,1 \times 10^2 \text{ kPa}$.

- 55. 1. Conversion de la pression en kPa:
 $760 \text{ mm Hg} = 101,3 \text{ kPa}$

2. Conversion de la température en kelvins:
 $T = 24^{\circ}\text{C} + 273 = 297 \text{ K}$

3. Calcul du nombre de moles de dioxyde de carbone (CO_2):

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 1,0 \text{ L}}{8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L}) / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 297 \text{ K}}$$

$$= 0,04104 \text{ mol}$$

4. Comme une mole de Na_2CO_3 donne une mole de CO_2

$$n_{\text{CO}_2} = 0,04104 \text{ mol}$$

5. Calcul de la quantité (en g) de Na_2CO_3 :

$$m = nM$$

$$= 0,04104 \text{ mol} \cdot 105,988 \text{ g/mol}$$

$$= 4,3497 \text{ g}$$

Réponse: Il faut 4,3 g de carbonate de disodium (Na_2CO_3).

- 56. a) Le volume du gaz double aussi.

b) Le volume augmente, mais il ne double pas. Cette relation n'existe que pour les données en unités kelvin.

c) Le volume augmente si on réduit la pression, car les molécules de gaz peuvent alors se déplacer plus loin. Il augmentera de cinq fois son volume.

- 57. Masse molaire de $\text{O}_2 = 31,998 \text{ g/mol}$
 Masse molaire de He = 4,003 g/mol

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

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

$$= \frac{0,076 \text{ m/s}}{\sqrt{\frac{4,003 \text{ g/mol}}{31,998 \text{ g/mol}}}}$$

$$= 0,21487 \text{ m/s}$$

Réponse: La vitesse des atomes d'hélium (He) est de 0,21 m/s.

$$\begin{aligned} \text{◆ } 58. \quad \frac{v_1}{v_2} &= \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \\ &= \sqrt{\frac{222 \text{ g/mol}}{4,003 \text{ g/mol}}} \\ &= 7,447 \end{aligned}$$

Réponse : Le rapport de vitesse entre les atomes d'hélium et les atomes de radon est de 7,45.

◆ 59. a) Selon la loi de Boyle-Mariotte, lorsque la pression double, le volume diminue de la moitié si la température et le nombre de moles demeurent constants. Le volume sera donc de 150 mL.

b) Selon la loi de Charles, le volume est directement proportionnel à la température. Celle-ci doit être en kelvins pour avoir une relation linéaire.

1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = 30^\circ\text{C} + 273 = 303 \text{ K}$$

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

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{300 \text{ L} \cdot 333 \text{ K}}{303 \text{ K}} = 329,7 \text{ L}$$

Réponse : Le volume du dioxyde de carbone (CO_2) sera de 330 L.

c) Voici la démarche si les données ont été prises à TPN.

1. Conversion de la température en kelvins :

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

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

2. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{295 \text{ K}}{84 \text{ kPa}}$$

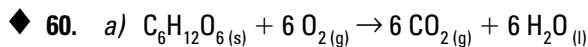
$$= 29,19 \text{ L} = 29 \text{ L}$$

Voici la démarche si les données ont été prises à TAPN.

$$V_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 24,5 \text{ L}}{298 \text{ K}} = \frac{295 \text{ K}}{84 \text{ kPa}} = 29,25 \text{ L}$$

Réponse : Le volume molaire du dioxyde de carbone (CO_2) gazeux est de 29 L.

d) On remplit un grand récipient d'eau dans lequel on place, à l'envers, un cylindre gradué d'au moins 1 L rempli d'eau (sans bulles d'air). On relie une fiole conique à l'intérieur du cylindre par un tube. On met la boisson gazeuse dans la fiole conique. On met le bouchon dessus (ce dernier devra laisser passer le tube). On agite alors la fiole conique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de dégagement de gaz. Le volume dans le cylindre sera celui du gaz contenu dans la boisson gazeuse.



$$\begin{array}{ccc} 6 & 6 & \\ 50 \text{ mL} & ? & \end{array}$$

$$\begin{aligned} V_{\text{CO}_2} &= \frac{50 \text{ mL} \cdot 6}{6} \\ &= 50 \text{ mL} \end{aligned}$$

Réponse : Le volume du dioxyde de carbone (CO_2) est de 50 mL.

b) C'est la réaction qui transforme le sucre en dioxyde de carbone et en eau, parce que pour chaque mole de sucre, elle produit 6 moles de dioxyde de carbone sous forme gazeuse, alors que l'autre réaction n'en produit que deux.

◆ 61. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 223^\circ\text{C} + 273 = 496 \text{ K}$$

2. Calcul du nombre de moles :

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{1,33 \cdot 10^{-9} \text{ kPa} \cdot 1 \text{ L}}{8,31 (\text{kPa} \cdot \text{L})/(\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 496 \text{ K}}$$

$$= 3,22678 \times 10^{-13} \text{ mol}$$

3. Calcul du nombre de molécules :

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{3,22678 \times 10^{-13} \text{ mol}}$$

$$? = \frac{3,22678 \times 10^{-13} \text{ mol} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}}$$

$$? = 1,9425 \times 10^{11} \text{ molécules}$$

Réponse : Il y a 2×10^{11} molécules de gaz.

◆ 62. $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$

$$= \sqrt{\frac{31,998 \text{ g/mol}}{2,016 \text{ g/mol}}}$$

$$= 3,98$$

Réponse : La vitesse de H_2 est environ 4 fois plus grande que la vitesse de O_2 .

★ 63. 1. Conversion de la température en kelvins :

$$T_1 = -10^\circ\text{C} + 273 = 263 \text{ K}$$

$$T_2 = 450^\circ\text{C} + 273 = 723 \text{ K}$$

2. Conversion de la pression en kPa :

$$\frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = \frac{?}{125 \text{ atm}}$$

$$? = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 125 \text{ atm}}{1 \text{ atm}} = 126625 \text{ kPa}$$

3. Calcul du volume :

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

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

$$= \frac{126625 \text{ kPa} \cdot 100 \text{ L}}{263 \text{ K}} \cdot \frac{723 \text{ K}}{102 \text{ kPa}} = 341272,9 \text{ L}$$

4. Calcul du nombre de jours :

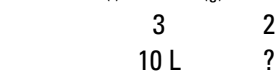
$$\frac{1 \text{ jour}}{500 \text{ L}} = \frac{?}{341272,9 \text{ L}}$$

$$? = \frac{1 \text{ jour} \cdot 341272,9 \text{ L}}{500 \text{ L}} = 682,5 \text{ jours}$$

Réponse : La réserve de méthane (CH_4) durera 683 jours.

★ 64. a) $2 \text{ CH}_3\text{OH}_{(l)} + 3 \text{ O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_{2(g)} + 4 \text{ H}_2\text{O}_{(g)}$

b) $2 \text{ CH}_3\text{OH}_{(l)} + 3 \text{ O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ CO}_{2(g)} + 4 \text{ H}_2\text{O}_{(g)}$



$$V_{\text{CO}_2} = \frac{10 \text{ L} \cdot 2}{3}$$

$$= 6,667 \text{ L}$$

Réponse : Il y aura 6,7 L de dioxyde de carbone (CO_2) produit.

c) 1. Conversion de la température en kelvins :

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

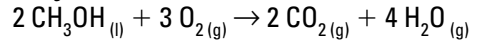
2. Calcul du nombre de moles de dioxygène (O_2):

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 10 \text{ L}}{8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 273 \text{ K}} = 0,4465 \text{ mol}$$

3. Calcul du nombre de moles de méthanol (CH_3OH):



	3	
	0,4465 mol	

$$n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{0,4465 \text{ mol} \cdot 2}{3} = 0,2977 \text{ mol}$$

4. Calcul de la masse de méthanol (CH_3OH):

$$m = nM$$

$$= 0,2977 \text{ mol} \cdot 32,042 \text{ g/mol} = 9,5389 \text{ g}$$

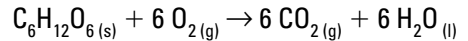
Réponse : Il y a 9,5 g de méthanol utilisé dans cette réaction.

★ 65. a) 1. Calcul du nombre de moles de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) utilisé :

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

$$= \frac{25 \text{ g}}{180,156 \text{ g/mol}} = 0,13877 \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de moles de dioxygène (O_2):



	6
	0,13877 mol ?

$$n_{\text{O}_2} = \frac{0,13877 \text{ mol} \cdot 6}{1} = 0,83262 \text{ mol}$$

3. Conversion de la température en kelvins :

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K}$$

4. Calcul du volume de dioxygène :

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{0,83262 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 300 \text{ K}}{102,3 \text{ kPa}}$$

$$= 20,3 \text{ L}$$

L'air respiré par Tala est constitué à 21 % de dioxygène, mais elle n'en utilise que 5 % à chaque respiration. Par conséquent, pour respirer 20,3 L d'oxygène, elle doit inspirer :

$$\frac{20,3 \text{ L}}{0,05} = 405,8 \text{ L}$$

Réponse : Tala respire 406 L d'air.

b) Pour chaque mole de dioxygène consommé, Tala produit une mole de vapeur d'eau (H₂O). Par conséquent, Tala produit 20,3 L de vapeur d'eau.

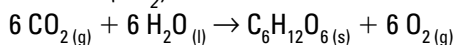
c) Pour chaque mole de dioxygène consommé, Tala produit une mole de dioxyde de carbone (CO₂). Par conséquent, Tala produit 20,3 L de dioxyde de carbone gazeux.

★ 66. 1. Calcul du nombre de moles de glucose produit:

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

$$= \frac{50 \text{ g}}{180,156 \text{ g/mol}} = 0,277 \text{ 54 mol}$$

2. Calcul du nombre de moles de dioxyde de carbone (CO₂) absorbé:



$$\begin{array}{ccc} 6 & & 1 \\ ? & & 0,277 \text{ 54 mol} \end{array}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,277 \text{ 54 mol} \cdot 6}{1} = 1,665 \text{ 24 mol}$$

3. Conversion de la température en kelvins:

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

4. Calcul du volume:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{1,665 \text{ 24 mol} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 40,708 \text{ 5 L}$$

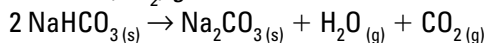
Réponse: Elle doit donc absorber 41 L de dioxyde de carbone.

★ 67. 1. Calcul du nombre de moles de bicarbonate de soude (NaHCO₃) utilisé:

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

$$= \frac{3,0 \text{ g}}{84,006 \text{ g/mol}} = 0,035 \text{ 7 mol}$$

2. Calcul du nombre de moles de dioxyde de carbone (CO₂) généré:



$$\begin{array}{ccc} 2 & & 1 \\ 0,035 \text{ 7 mol} & & ? \end{array}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{0,035 \text{ 7 mol} \cdot 1}{2} = 0,017 \text{ 85 mol}$$

3. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 195^\circ\text{C} + 273 = 468 \text{ K}$$

4. Calcul du volume:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{0,017 \text{ 85 mol} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 468 \text{ K}}{100 \text{ kPa}}$$

$$= 0,694 \text{ 2 L}$$

Réponse: 0,69 L de dioxyde de carbone sera généré pour faire lever la pâte.

★ 68. Il faut considérer la composition de l'air (voir p. 38 du manuel):

$$\text{N}_2 = 78 \%$$

$$\text{O}_2 = 21 \%$$

$$\text{Ar} = 0,93 \%$$
 et

$$\text{CO}_2 = 0,03 \%$$

1. Conversion de la température en kelvins:

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

2. Calcul du nombre de moles d'air:

$$PV = nRT$$

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

$$= \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 0,50 \text{ L}}{8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 295 \text{ K}} = 0,020 \text{ 66 mol}$$

a) Le diazote (N₂ = 78 %)

1. Calcul du nombre de moles de diazote:

$$0,78 \cdot 0,020 \text{ 66 mol} = 0,016 \text{ 11 mol}$$

2. Calcul du nombre de molécules:

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{0,016 \text{ 11 mol}}$$

$$? = \frac{0,161 \text{ 1 mol} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}}$$

$$? = 9,7 \times 10^{21} \text{ molécules}$$

Réponse: Il y a 9,7 × 10²¹ molécules de diazote.

b) Le dioxygène (O₂ = 21 %)

1. Calcul du nombre de moles de dioxygène:

$$0,21 \cdot 0,020 \text{ 66 mol} = 4,328 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2. Calcul du nombre de molécules:

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{4,328 \times 10^{-3} \text{ mol}}$$

$$? = \frac{4,328 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}}$$

$$? = 2,6 \times 10^{21} \text{ molécules}$$

Réponse: Il y a 2,6 × 10²¹ molécules de dioxygène.

c) L'argon (Ar = 0,93 %)

1. Calcul du nombre de moles d'argon:
 $0,0093 \cdot 0,02066 \text{ mol} = 1,92138 \times 10^{-4} \text{ mol}$

2. Calcul du nombre de molécules:
$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{1,92138 \times 10^{-4} \text{ mol}}$$
$$? = \frac{1,92138 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}}$$
$$? = 1,2 \times 10^{20} \text{ molécules}$$

Réponse: Il y a $1,2 \times 10^{20}$ molécules d'argon.

d) Le dioxyde de carbone (CO₂ = 0,03 %)

1. Calcul du nombre de moles de dioxyde de carbone:
 $0,0003 \cdot 0,02066 \text{ mol} = 6,20 \times 10^{-6} \text{ mol}$

2. Calcul du nombre de molécules:
$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}} = \frac{?}{6,20 \times 10^{-6} \text{ mol}}$$
$$? = \frac{6,20 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot 6,02 \times 10^{23} \text{ molécules}}{1 \text{ mol}}$$
$$= 3,7 \times 10^{19} \text{ molécules}$$

Réponse: Il y a $3,7 \times 10^{19}$ molécules de dioxyde de carbone.

★ 69. Note: À la question 69, on devrait lire: « Sachant que, sur un total de 100 mol, l'air renferme 0,934 mol d'argon: »

a) 1. Calcul de la pression partielle de l'argon (Ar):

$$P_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{T}}} \cdot P_{\text{T}}$$
$$= \frac{0,934 \text{ mol}}{100 \text{ mol}} \cdot 101,3 \text{ kPa}$$
$$= 0,946 \text{ kPa}$$

Réponse: La pression partielle de l'argon est de 0,946 kPa.

b) Le volume de gaz à TAPN est de 24,5 L pour une mole.

1. Calcul du nombre de moles d'air:
$$\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{300 \text{ L}}{?}$$
$$? = \frac{300 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol}}{24,5 \text{ L}} = 12,245 \text{ mol d'air}$$

2. Calcul du nombre de moles d'argon:

$$\frac{0,934 \text{ mol d'argon}}{100 \text{ mol d'air}} = \frac{?}{12,245 \text{ mol d'air}}$$
$$? = \frac{0,934 \text{ mol d'argon} \cdot 12,245 \text{ mol d'air}}{100 \text{ mol d'air}}$$
$$= 0,11437 \text{ mol d'argon}$$

3. Calcul de la masse d'argon:

$$m = nM$$
$$= 0,11437 \text{ mol} \cdot 39,948 \text{ g/mol}$$
$$= 4,569 \text{ g}$$

Réponse: La masse de l'argon est de 4,57 g.

★ 70. a) 1. Conversion de la température en kelvins:

$$T = 25,7^\circ\text{C} + 273 = 298,7 \text{ K}$$

2. Calcul de la masse de gaz dans le contenant:

$$m = 25,53 \text{ g} - 8,04 \text{ g} = 17,49 \text{ g}$$

3. Calcul de la masse molaire:

$$PV = \frac{mRT}{M}$$
$$M = \frac{mRT}{PV}$$
$$= \frac{17,49 \text{ g} \cdot 8,31 \text{ (kPa} \cdot \text{L)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298,7 \text{ K}}{90,2 \text{ kPa} \cdot 3,25 \text{ L}}$$
$$= 148,1 \text{ g/mol}$$

Réponse: La masse molaire du gaz est de 148,1 g/mol.

b) Un gaz ayant une masse molaire de 148 g/mol.