

Chapitre 2 Le comportement des gaz

2.1 Les lois simples des gaz

- La pression.
 - La quantité de gaz.
 - La température.
 - Le volume.
- Il devra d'abord peser l'échantillon de gaz. Il lui faudra ensuite calculer le nombre de moles correspondant à l'aide de la masse molaire du gaz.
 - Il devra utiliser un manomètre ou une jauge de pression.
 - Il devra se servir d'une seringue ou d'une méthode par déplacement d'eau.
 - Il devra utiliser un thermomètre ou un capteur de température.
- $500 \text{ ml} = 0,500 \text{ L}$
 - $0 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$
 - $? \text{ kPa} \rightarrow 748 \text{ mm Hg}$
 - $101,3 \text{ kPa} \rightarrow 760 \text{ mm Hg}$
 - $$\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{748 \text{ mm Hg}}$$
 - $$\frac{101,3 \text{ kPa} \times 748 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 99,70 \text{ kPa}$$
 - La pression du dioxygène est de 99,7 kPa.
 - $n = ?$
 - $m = 0,03 \text{ g}$
 $M = 32,00 \text{ g/mol}$
 - $$M = \frac{m}{n}$$

D'où
$$n = \frac{m}{M}$$
 - $$n = \frac{0,03 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,0009375 \text{ mol}$$
 - Il y a 9×10^{-4} mol de dioxygène dans le ballon.

2.1 Les lois simples des gaz (suite)

- 4.**
1. $P_1 = ?$
 2. $V_1 = 1500 \text{ L}$
 $V_2 = 3600 \text{ L}$
 $P_2 = 101,3 \text{ kPa}$
 3. $P_1V_1 = P_2V_2$
D'où $P_1 = \frac{P_2V_2}{V_1}$
- 4.** $P_1 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 3600 \text{ L}}{1500 \text{ L}}$
 $= 243,12 \text{ kPa}$
- 5.** La pression initiale du gaz était de 243,1 kPa.
-
- 5.**
1. $V_2 = ?$
 2. $V_1 = 1,00 \text{ L}$
 $P_1 = 102,5 \text{ kPa}$
 $P_2 = 65,0 \text{ kPa}$
 3. $P_1V_1 = P_2V_2$
D'où $V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$
- 4.** $V_2 = \frac{102,5 \text{ kPa} \times 1,00 \text{ L}}{65,0 \text{ kPa}}$
 $= 1,577 \text{ L}$
- 5.** Le ballon occupera un volume de 1,58 L.
-
- 6.**
1. $V_2 = ?$
 2. $V_1 = 600 \text{ ml}$
 $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$
 $P_2 = 117,2 \text{ kPa}$
 3. $P_1V_1 = P_2V_2$
D'où $V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$
- 4.** $V_2 = \frac{101,3 \text{ kPa} \times 600 \text{ ml}}{117,2 \text{ kPa}}$
 $= 518,6 \text{ ml}$
 $600 \text{ ml} - 519 \text{ ml} = 81 \text{ ml}$
- 5.** Le volume du contenant a diminué : il est maintenant de 81 ml.
-
- 7.**
- | | |
|---|---|
| <p>a) 123 K</p> <p>b) 356 K</p> | <p>c) -82 K, ce qui est impossible.</p> <p>d) -190 °C</p> |
|---|---|
-
- 8.**
- a)** L'échelle des kelvins permet d'effectuer des calculs alors qu'il n'y a qu'une relation partielle entre le comportement des gaz et la température en degrés Celsius.
 - b)** Aucun gaz ne pourrait atteindre réellement le zéro absolu, puisque tous les gaz se liquéfient à des températures plus élevées. De plus, graphiquement, le zéro absolu correspond à un volume nul, ce qui est impossible : cela voudrait dire que les molécules de gaz n'existeraient plus.

2.1 Les lois simples des gaz (suite)

9. 1. $V_2 = ?$

2. $V_1 = 800 \text{ ml}$

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

$T_2 = 77,0 \text{ K}$

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

D'où $V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$

4. $V_2 = \frac{800 \text{ ml} \times 77,0 \text{ K}}{298 \text{ K}}$

$= 206,7 \text{ ml}$

5. Le nouveau volume du ballon est de 207 ml.

10. a) Lorsque la température de l'air augmente, l'énergie cinétique des particules augmente : ces dernières bougent plus vite. Cela a pour effet d'augmenter les possibilités qu'elles entrent en collision et d'entraîner un changement de pression. Le volume augmente en conséquence si l'on maintient la pression constante.

b) 1. $T_2 = ?$

2. $V_1 = 100 \text{ m}^3$

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

$V_2 = 250 \text{ m}^3$

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

D'où $T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1}$

4. $T_2 = \frac{250 \text{ m}^3 \times 295 \text{ K}}{100 \text{ m}^3}$

$= 737,5 \text{ K}$

$737,5 \text{ K} - 273 = 464,5 \text{ }^\circ\text{C}$

5. On doit chauffer l'air jusqu'à 465 °C.

11. 1. $V_2 = ?$

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

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

$T_2 = 180 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 453 \text{ K}$

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

D'où $V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$

4. $V_2 = \frac{250 \text{ ml} \times 453 \text{ K}}{298 \text{ K}}$

$= 380,0 \text{ ml}$

5. Les bulles occuperont un volume de 380 ml.

2.1 Les lois simples des gaz (suite)

12. En route vers la Floride, la température de l'air dans les pneus a augmenté. Selon la théorie cinétique des gaz, lorsque la température augmente, l'énergie cinétique des particules augmente, ce qui fait augmenter leur vitesse. Il en résulte une augmentation du nombre de collisions, ce qui augmente la pression de l'air dans les pneus. Si la pression devient trop élevée, le pneu éclate.

13. 1. $P_2 = ?$

2. $P_1 = 835 \text{ kPa}$

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

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

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

D'où $P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$

4. $P_2 = \frac{835 \text{ kPa} \times 333 \text{ K}}{293 \text{ K}}$

$= 948,99 \text{ kPa}$

5. La pression augmente à 949 kPa.

14. 1. $T_2 = ?$

2. $P_1 = 105 \text{ kPa}$

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

$P_2 = 100 \text{ kPa}$

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

D'où $T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$

4. $T_2 = \frac{100 \text{ kPa} \times 293 \text{ K}}{105 \text{ kPa}}$

$= 279 \text{ K}$

$279 \text{ K} - 273 = 6 \text{ }^\circ\text{C}$

5. La température de l'eau est de 6 °C.

15. Calcul de la masse du diazote (m_{N_2})

$620 \text{ g} - 480 \text{ g} = 140 \text{ g}$

Calcul de la masse du gaz inconnu (m_x)

$770 \text{ g} - 480 \text{ g} = 290 \text{ g}$

Calcul du nombre de moles de N_2

$M_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{n_{N_2}}$

D'où $n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}}$

$n_{N_2} = \frac{140 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}}$
 $= 5,00 \text{ mol}$

2.1 Les lois simples des gaz (suite)

À cause de l'hypothèse d'Avogadro

$$n_{N_2} = n_x = 5,00 \text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu

$$\begin{aligned} M_x &= \frac{m_x}{n_x} \\ &= \frac{290 \text{ g}}{5,00 \text{ mol}} \\ &= 58,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$M_{C_2H_2} = 26,04 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_4H_{10}} = 58,14 \text{ g/mol}$$

$$M_{C_2H_6} = 30,08 \text{ g/mol}$$

$$M_{CH_4} = 16,05 \text{ g/mol}$$

Le gaz inconnu est celui dont la masse molaire se rapproche le plus de la valeur obtenue. Il s'agit donc du butane (C_4H_{10}).

16. Calcul de la masse du C_3H_8

$$10,051 \text{ kg} - 9,633 \text{ kg} = 0,418 \text{ kg} \text{ ou } 418 \text{ g}$$

Calcul du nombre de moles de C_3H_8

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

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

$$\begin{aligned} n &= \frac{418 \text{ g}}{44,11 \text{ g/mol}} \\ &= 9,48 \text{ mol} \end{aligned}$$

À cause de l'hypothèse d'Avogadro

$$n_{C_3H_8} = n_{CO_2} = 9,48 \text{ mol}$$

Calcul de la masse de CO_2

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

$$\text{D'où } m = Mn$$

$$\begin{aligned} m &= 44,01 \text{ g/mol} \times 9,48 \text{ mol} \\ &= 417,2 \text{ g} \end{aligned}$$

$$9,633 \text{ kg} + 0,417 \text{ kg} = 10,050 \text{ kg}$$

La masse de la bonbonne est de 10,050 kg si on la remplit de dioxyde de carbone.

2.1 Les lois simples des gaz (suite)

- 17.**
1. $V_2 = ?$
 2. $V_1 = 2,2 \text{ L}$
 $n_1 = 0,50 \text{ mol}$
 $n_2 = 0,35 \text{ mol}$
 3. $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$
D'où $V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$
 4. $V_2 = \frac{2,2 \text{ L} \times 0,35 \text{ mol}}{0,50 \text{ mol}}$
 $= 1,54 \text{ L}$
 5. Le volume du ballon devrait être de 1,5 L.
- 18.**
1. $n_2 = ?$
 2. $V_1 = 3,0 \text{ L}$
 $n_1 = 0,12 \text{ mol}$
 $V_2 = 3,0 \text{ L} + 0,500 \text{ L} = 3,5 \text{ L}$
 3. $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$
D'où $n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$
 4. $n_2 = \frac{3,5 \text{ L} \times 0,12 \text{ mol}}{3,0 \text{ L}}$
 $= 0,14 \text{ mol}$
 5. Il y a 0,14 mol de gaz dans mes poumons.
- 19.**
1. ? L \rightarrow 0,003 00 mol
 2. 22,4 L \rightarrow 1 mol (à TPN)
 3. $\frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{? \text{ L}}{0,003 \text{ 00 mol}}$
 4. $\frac{22,4 \text{ L} \times 0,003 \text{ 00 mol}}{1 \text{ mol}} = 0,0672 \text{ L} = 6,72 \times 10^{-2} \text{ L}$
 5. Le volume est de $6,72 \times 10^{-2} \text{ L}$.
- 20.**
1. ? g \rightarrow 4,0 L
 2. 1 mol \rightarrow 24,5 L (à TAPN)
 3. $\frac{24,5 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = \frac{4,0 \text{ L}}{? \text{ mol}}$
 $M = \frac{m}{n}$
D'où $m = Mn$
 4. $\frac{1 \text{ mol} \times 4,0 \text{ L}}{24,5 \text{ L}} = 0,163 \text{ mol}$
 $m = 4,00 \text{ g/mol} \times 0,163 \text{ mol} = 0,652 \text{ g}$
 5. Il y a 0,65 g d'hélium dans le ballon.

2.2 La loi générale des gaz

- 21.**
1. $V_2 = ?$
 2. $V_1 = 300 \text{ ml}$
 $T_1 = 17 \text{ °C} + 273 = 290 \text{ K}$
 $P_1 = 288 \text{ kPa}$
 $T_2 = 273 \text{ K}$
 $P_2 = 101,3 \text{ kPa}$
 3. $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
 D'où $V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$
 4. $V_2 = \frac{288 \text{ kPa} \times 300 \text{ ml} \times 273 \text{ K}}{290 \text{ K} \times 101,3 \text{ kPa}}$
 $= 802,9 \text{ ml}$
 5. À TPN, le volume du gaz est de 803 ml (noter qu'il ne s'agit pas du volume molaire de 22,4 L, car on ne connaît pas la quantité de gaz, mais c'est nécessairement moins qu'une mole).
- 22.**
1. $P_2 = ?$
 2. $m_{N_2} = 18,2 \text{ g}$
 $T_1 = 20,0 \text{ °C} + 273 = 293,0 \text{ K}$
 $P_1 = 99,3 \text{ kPa}$
 $V_1 = 16,0 \text{ L}$
 $T_2 = 50,0 \text{ °C} + 273 = 323,0 \text{ K}$
 $m_{O_2} = 12,8 \text{ g}$
 $V_2 = 11,0 \text{ L}$
 3. $\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$
 D'où $P_2 = \frac{P_1 V_1 n_2 T_2}{n_1 T_1 V_2}$
 $M = \frac{m}{n}$
 D'où $n = \frac{m}{M}$

2.2 La loi générale des gaz (suite)

$$4. \quad n_{N_2} = \frac{18,2 \text{ g}}{28,02 \text{ g/mol}} = 0,650 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{12,8 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,400 \text{ mol}$$

$$n_2 = 0,650 \text{ mol} + 0,400 \text{ mol} = 1,050 \text{ mol}$$

$$P_2 = \frac{99,3 \text{ kPa} \times 16,0 \text{ L} \times 1,050 \text{ mol} \times 323,0 \text{ K}}{0,650 \text{ mol} \times 293,0 \text{ K} \times 11,0 \text{ L}} \\ = 257,2 \text{ kPa}$$

5. La pression sera de 257 kPa.

23. 1. $T_2 = ?$

2. $V_1 = 30 \text{ ml}$

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

$$P_1 = 450 \text{ kPa}$$

$$V_2 = 400 \text{ ml}$$

$$P_2 = 32 \text{ kPa}$$

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

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

4. $T_2 = \frac{32 \text{ kPa} \times 400 \text{ ml} \times 293 \text{ K}}{450 \text{ kPa} \times 30 \text{ ml}}$

$$= 277,8 \text{ K}$$

$$277,8 \text{ K} - 273 = 4,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

5. La température du gaz sera de 4,8 °C.

24. 1. $P_2 = ?$

2. $V_1 = 24 \text{ ml}$

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

$$P_1 = 125 \text{ kPa}$$

$$n_1 = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$T_2 = 8 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 281 \text{ K}$$

$$n_2 = 1,3 \times 10^{-3} \text{ mol} + 7,24 \times 10^{-4} \text{ mol} = 2,024 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

2.2 La loi générale des gaz (suite)

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

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

$$4. P_2 = \frac{125 \text{ kPa} \times 2,024 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 281 \text{ K}}{1,3 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 277,0 \text{ K}}$$

$$= 197,4 \text{ kPa}$$

5. La pression sera de 197 kPa.

25. 1. $n_2 = ?$, puis $m_{O_2} = ?$

$$2. V_1 = 100,0 \text{ ml}$$

$$m_1 = 20,0 \text{ g}$$

$$P_1 = 105,0 \text{ kPa}$$

$$V_2 = 120,0 \text{ ml}$$

$$P_2 = 125,0 \text{ kPa}$$

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

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

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

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

$$4. n_{CO_2} = \frac{m_1}{M_1}$$

$$= \frac{20,0 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,454 \text{ mol}$$

$$n_2 = \frac{125,0 \text{ kPa} \times 120,0 \text{ ml} \times 0,454 \text{ mol}}{105,0 \text{ kPa} \times 100,0 \text{ ml}}$$

$$= 0,649 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = 0,649 \text{ mol} - 0,454 \text{ mol}$$

$$= 0,195 \text{ mol}$$

$$m_{O_2} = 32,00 \text{ g/mol} \times 0,195 \text{ mol}$$

$$= 6,24 \text{ g}$$

5. Il faut ajouter 6,24 g de dioxygène dans la seringue.

2.3 La loi des gaz parfaits

26. Parce que le dihydrogène ne peut atteindre 0 K sans se liquéfier.

27. 1. $V = ?$

2. $n = 3,5 \text{ mol}$

$$T = 19,7 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 292,7 \text{ K}$$

$$P = 232 \text{ kPa}$$

3. $PV = nRT$

$$\text{D'où } V = \frac{nRT}{P}$$

4.
$$V = \frac{3,5 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 292,7 \text{ K}}{232 \text{ kPa}}$$

$$= 36,7 \text{ L}$$

5. L'ammoniac occupe 37 L.

28. 1. $n = ?$

2. $V = 1000 \text{ ml} = 1,000 \text{ L}$

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

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

3. $PV = nRT$

$$\text{D'où } n = \frac{PV}{RT}$$

4.
$$n = \frac{117,3 \text{ kPa} \times 1,000 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 295,0 \text{ K}}$$

$$= 0,0478 \text{ mol ou } 4,78 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

5. La bonbonne contient $4,78 \times 10^{-2}$ mol de gaz.

29. 1. $n = ?$

2. $V = 34,5 \text{ L}$

$$T = -8,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 265,0 \text{ K}$$

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

3. $PV = nRT$

$$\text{D'où } n = \frac{PV}{RT}$$

2.3 La loi des gaz parfaits (suite)

4.
$$n = \frac{0,2 \text{ kPa} \times 34,5 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 265 \text{ K}}$$

$$= 0,00313 \text{ mol ou } 3,13 \times 10^{-3} \text{ mol}$$
5. Il y a 3×10^{-3} mol de néon dans les tubes de cette enseigne.

30. 1. $V = ?$

2. $m = 3,00 \text{ g}$
 $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$
 $P = 101,3 \text{ kPa}$

3. $PV = nRT$

$$\text{D'où } V = \frac{nRT}{P}$$

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

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

4.
$$n = \frac{3,00 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,0682 \text{ mol}$$

$$V = \frac{0,0682 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 298 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}}$$

$$= 1,668 \text{ L}$$

5. Le volume du ballon est de 1,67 L.

31. 1. $R = ?$

2. $V = 2,0 \text{ L}$
 $n = 0,30 \text{ mol}$
 $P = 245 \text{ kPa}$
 $T = 23,5 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 296,5 \text{ K}$

3. $PV = nRT$

$$\text{D'où } R = \frac{PV}{nT}$$

4.
$$R = \frac{245 \text{ kPa} \times 2,0 \text{ L}}{0,30 \text{ mol} \times 296,5 \text{ K}}$$

$$= 5,509 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$$

5. Ce gaz ne se comporte pas comme un gaz parfait, puisque la constante R est différente de $8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$.

2.4 La loi des pressions partielles

- 32.** 1. $P_{pCO_2} = ?$
 $P_{pN_2} = ?$
2. $P_T = 340 \text{ kPa}$
 $P_{pCO_2} = 2 P_{pN_2}$
3. $P_T = P_{pCO_2} + P_{pN_2}$
 D'où $P_{pN_2} = P_T - P_{pCO_2}$
4. $P_{pN_2} = 340 \text{ kPa} - 2 P_{pN_2}$
 $3 P_{pN_2} = 340 \text{ kPa}$
 $P_{pN_2} = 113 \text{ kPa}$
 $P_{pCO_2} = 113 \text{ kPa} \times 2 = 226 \text{ kPa}$
5. La pression partielle du diazote est de 113 kPa et celle du dioxyde de carbone est de 226 kPa.
- 33.** 1. $P_{pNe} = ?$
 $P_{pAr} = ?$
 $P_T = ?$
2. $m_{He} = 1,40 \text{ g}$
 $m_{Ne} = 3,20 \text{ g}$
 $m_{Ar} = 1,70 \text{ g}$
 $P_{pHe} = 159 \text{ kPa}$
3. $M = \frac{m}{n}$
 D'où $n = \frac{m}{M}$
 $P_{pHe} = \frac{P_T n_{He}}{n_T}$
 D'où $P_T = \frac{P_{pHe} n_T}{n_{He}}$
4. $n_{He} = \frac{1,40 \text{ g}}{4,00 \text{ g/mol}} = 0,350 \text{ mol}$
 $n_{Ne} = \frac{3,20 \text{ g}}{20,18 \text{ g/mol}} = 0,159 \text{ mol}$
 $n_{Ar} = \frac{1,70 \text{ g}}{39,95 \text{ g/mol}} = 0,043 \text{ mol}$
 $n_T = 0,350 \text{ mol} + 0,159 \text{ mol} + 0,043 \text{ mol}$
 $= 0,552 \text{ mol}$
 $P_T = \frac{159 \text{ kPa} \times 0,552 \text{ mol}}{0,350 \text{ mol}}$
 $= 250,8 \text{ kPa}$
 $P_{pNe} = \frac{P_T n_{Ne}}{n_T}$
 $= \frac{250,8 \text{ kPa} \times 0,159 \text{ mol}}{0,552 \text{ mol}}$
 $= 72,24 \text{ kPa}$
 $P_{pAr} = \frac{P_T n_{Ar}}{n_T}$
 $= \frac{250,8 \text{ kPa} \times 0,043 \text{ mol}}{0,552 \text{ mol}}$
 $= 19,54 \text{ kPa}$
5. La pression du néon est de 72,2 kPa, celle de l'argon est de 19,5 kPa et la pression totale du mélange est de 251 kPa. Vérification des calculs :
- $$P_T = P_{pHe} + P_{pNe} + P_{pAr}$$
- $$= 159 \text{ kPa} + 72,2 \text{ kPa} + 19,5 \text{ kPa}$$
- $$= 251 \text{ kPa}$$

2.4 La loi des pressions partielles (suite)

- 34.**
1. $P_{pNO_2} = ?$
 2. $P_{pNO} = 35,6 \text{ kPa}$
 $P_{pH_2O} = 2,64 \text{ kPa}$
 $P_T = 99,3 \text{ kPa}$
 3. $P_T = P_{pNO_2} + P_{pNO} + P_{pH_2O}$
D'où $P_{pNO_2} = P_T - P_{pNO} - P_{pH_2O}$
 4. $P_{pNO_2} = 99,3 \text{ kPa} - 35,6 \text{ kPa} - 2,64 \text{ kPa}$
 $= 61,06 \text{ kPa}$
 5. La pression partielle du dioxyde d'azote est de 61,1 kPa.
- 35.**
1. $P_{pO_2} = ?$
 2. $\frac{n_{O_2}}{n_T} = 20,95 \%$
 $P_T = 115 \text{ kPa}$
 3. $P_{pO_2} = P_T \frac{n_{O_2}}{n_T}$
 4. $P_{pO_2} = 115 \text{ kPa} \times 20,95 \%$
 $= 24,09 \text{ kPa}$
 5. La pression exercée par le dioxygène est de 24,1 kPa.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2

- 36.**
- a) La température est en degrés Celsius, puisque la droite ne passe pas par l'origine. C'est une relation partielle.
 - b) À $-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$. C'est le zéro absolu.
 - c) Si la droite passait par l'origine, cela voudrait dire qu'en bas de $0 \text{ }^\circ\text{C}$, le gaz cesserait d'exister, car son volume serait nul. Ce qui n'est pas le cas.
- 37.**
- a) La pression est plus élevée dans l'échantillon A. À température et volume constants, plus la quantité de gaz est grande, plus la pression est grande.
 - b) La pression sera la même, puisqu'elle dépend du nombre de particules et non de leur grosseur.
- 38.**
1. $n_2 = ?$
 2. $V_1 = 230 \text{ ml}$
 $V_2 = 6 \text{ ml}$
 $n_1 = 9,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 3. $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$
D'où $n_2 = \frac{V_2 n_1}{V_1}$
 4. $n_2 = \frac{6 \text{ ml} \times 9,4 \times 10^{-3} \text{ mol}}{230 \text{ ml}}$
 $= 2,45 \times 10^{-4} \text{ mol}$
 5. Il reste environ $2 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'air dans la pompe.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2 (suite)

39. 1. $P_2 = ?$

2. $P_1 = 127 \text{ kPa}$

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

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

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

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

4.
$$P_2 = \frac{127 \text{ kPa} \times 303 \text{ K}}{288 \text{ K}}$$

$$= 133,6 \text{ kPa}$$

5. La pression interne des personnages passe à 134 kPa en après-midi, ce qui représente une augmentation de pression de 7 kPa. L'augmentation de température n'a donc pas un grand effet sur la pression.

40. a) 1. $P_2 = ?$

2. $P_1 = 132 \text{ kPa}$

$$T_1 = -16 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 257 \text{ K}$$

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

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

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

4.
$$P_2 = \frac{132 \text{ kPa} \times 293 \text{ K}}{257 \text{ K}}$$

$$= 150,49 \text{ kPa}$$

5. Puisque la pression et la température sont directement proportionnelles, une augmentation de la température entraîne une hausse de la pression. Le matelas sera donc plus ferme à l'intérieur ($P_2 = 150 \text{ kPa}$) et risquera même d'éclater. Avec un écart de température important, mieux vaut ne pas trop gonfler le matelas à l'extérieur et terminer le gonflage à l'intérieur au besoin.

b) Je devrais enlever un peu de gaz du matelas. Puisque la pression est directement proportionnelle à la quantité de gaz, en dégonflant légèrement le matelas, on fait diminuer la pression.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2 (suite)

41. 1. $n_2 = ?$

2. $P_1 = 87 \text{ kPa}$

$P_2 = 1,2 \times 10^{-6} \text{ kPa}$

$n_1 = 0,55 \text{ mol}$

$1 \text{ mol} \rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ particules}$

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

D'où $n_2 = \frac{P_2 n_1}{P_1}$

4. $n_2 = \frac{1,2 \times 10^{-6} \text{ kPa} \times 0,55 \text{ mol}}{87 \text{ kPa}}$

$= 7,59 \times 10^{-9} \text{ mol}$

Le nombre de particules $= 7,59 \times 10^{-9} \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ particules/mol}$

$= 4,57 \times 10^{15} \text{ particules}$

5. Il reste $4,6 \times 10^{15}$ particules de gaz dans le récipient.

42. a) 1. $V = ?$

2. $P = 260 \text{ kPa}$

$n = 0,18 \text{ mol}$

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

3. $PV = nRT$

D'où $V = \frac{nRT}{P}$

4. $V = \frac{0,18 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K} \times 298 \text{ K}}{260 \text{ kPa}}$

$= 1,715 \text{ L}$

5. Le volume interne de la chambre à air est de 1,7 L.

b) 1. $P_2 = ?$

2. $P_1 = 260 \text{ kPa}$

$n_1 = 0,18 \text{ mol}$

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

$n_2 = 0,18 \text{ mol} - 0,01 \text{ mol} = 0,17 \text{ mol}$

$T_2 = 5 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 278 \text{ K}$

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2 (suite)

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

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

$$4. P_2 = \frac{260 \text{ kPa} \times 0,17 \text{ mol} \times 278 \text{ K}}{0,18 \text{ mol} \times 298 \text{ K}}$$

$$= 229,08 \text{ kPa}$$

5. La pression diminuera à environ 230 kPa.

43. Calcul de la masse du dioxygène (m_{O_2})

$$17,140 \text{ g} - 17,012 \text{ g} = 0,128 \text{ g}$$

Calcul de la masse du gaz inconnu (m_x)

$$17,124 \text{ g} - 17,012 \text{ g} = 0,112 \text{ g}$$

Calcul du nombre de moles de dioxygène (n_{O_2})

$$M_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{n_{O_2}}$$

$$\text{D'où } n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}}$$

$$n_{O_2} = \frac{0,128 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,004 \text{ mol de dioxygène}$$

À cause de l'hypothèse d'Avogadro

$$n_{O_2} = n_x = 0,004 \text{ mol}$$

Calcul de la masse molaire du gaz inconnu (M_x)

$$M_x = \frac{m_x}{n_x}$$

$$M_x = \frac{0,112 \text{ g}}{0,004 \text{ mol}}$$

$$= 28,00 \text{ g/mol}$$

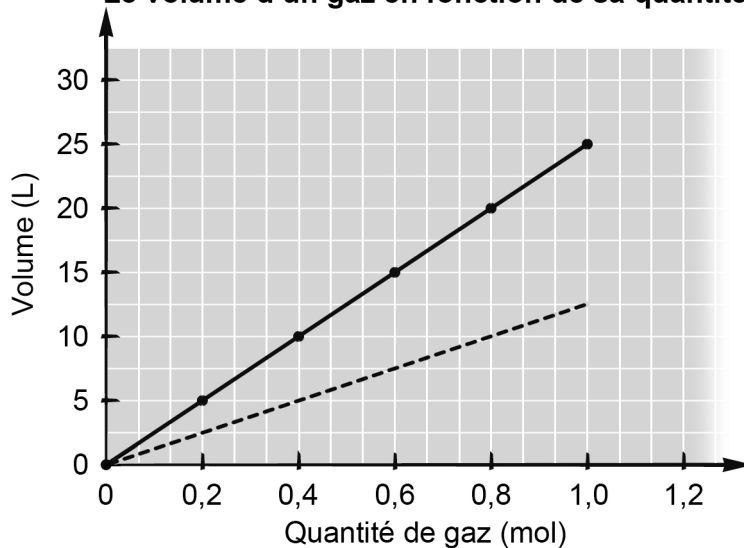
Le gaz inconnu est probablement du diazote, puisque sa masse molaire se rapproche de 28,02 g/mol.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2 (suite)

44. a)

Quantité de gaz (en mol)	Volume (en L)
0	0
0,2	5
0,4	10
0,6	15
0,8	20
1,0	25

Le volume d'un gaz en fonction de sa quantité



La droite en pointillé correspond au tracé demandé en b).

b) 1. $V_2 = ?$

2. $P_1 = x$

$P_2 = 2x$

$V_1 = 5 \text{ L}$

3. $P_1V_1 = P_2V_2$

D'où $V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2}$

4. $V_2 = \frac{x \times 5 \text{ L}}{2x}$
 $= 2,5 \text{ L}$

5. Le volume est de 2,5 L. Le nouveau tracé sera donc plus bas que le précédent.

45. 1. $P_{pN_2} = ?$

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

$\frac{n_{N_2}}{n_T} = 78\%$

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

4. $P_{pN_2} = 240 \text{ kPa} \times 78 \%$
 $= 187,2 \text{ kPa}$

5. La pression du diazote est de 187 kPa.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2 (suite)

46. 1. $P_{pCH_4} = ?$

$$P_{pC_3H_8} = ?$$

$$P_{pC_4H_{10}} = ?$$

2. $m_{CH_4} = 64,0 \text{ g}$

$$m_{C_3H_8} = 12,0 \text{ g}$$

$$m_{C_4H_{10}} = 35,0 \text{ g}$$

$$P_T = 800 \text{ kPa}$$

$$P_{pH_2O} = 2,33 \text{ kPa}$$

3. $P = P_{pCH_4} + P_{pC_3H_8} + P_{pC_4H_{10}} + P_{pH_2O}$

$$\text{D'où } P_{pCH_4} + P_{pC_3H_8} + P_{pC_4H_{10}} = P_T - P_{pH_2O}$$

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

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

$$\text{D'où } n = \frac{m}{M}$$

4. $n_{CH_4} = \frac{64,0 \text{ g}}{16,05 \text{ g/mol}} = 3,988 \text{ mol}$

$$n_{C_3H_8} = \frac{12,0 \text{ g}}{44,11 \text{ g/mol}} = 0,272 \text{ mol}$$

$$n_{C_4H_{10}} = \frac{35,0 \text{ g}}{58,14 \text{ g/mol}} = 0,602 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} n_T &= n_{CH_4} + n_{C_3H_8} + n_{C_4H_{10}} \\ &= 3,988 \text{ mol} + 0,272 \text{ mol} + 0,602 \text{ mol} \\ &= 4,862 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$P_{pCH_4} + P_{pC_3H_8} + P_{pC_4H_{10}} = 800 \text{ kPa} - 2,33 \text{ kPa} = 797,67 \text{ kPa}$$

$$P_{pCH_4} = 797,67 \text{ kPa} \times \frac{3,988 \text{ mol}}{4,862 \text{ mol}} = 654,3 \text{ kPa}$$

$$P_{pC_3H_8} = 797,67 \text{ kPa} \times \frac{0,272 \text{ mol}}{4,862 \text{ mol}} = 44,6 \text{ kPa}$$

$$P_{pC_4H_{10}} = 797,67 \text{ kPa} \times \frac{0,602 \text{ mol}}{4,862 \text{ mol}} = 98,8 \text{ kPa}$$

5. La pression partielle du méthane est de 654 kPa, celle du propane est de 44,6 kPa et celle du butane est de 98,8 kPa.

Exercices sur l'ensemble du chapitre 2 (suite)

47. 1. $T = ?$

2.
$$P = \frac{370 \text{ mm-Hg} \times 101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm-Hg}} = 49,3 \text{ kPa}$$

$$V = 995 \text{ ml} = 0,995 \text{ L}$$

$$n = 0,020 \text{ mol}$$

3. $PV = nRT$

D'où $T = \frac{PV}{nR}$

4.
$$T = \frac{49,3 \text{ kPa} \times 0,995 \text{ L}}{0,020 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}}$$
$$= 295 \text{ K}$$

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

5. La température du montage est de 22 °C.

Défis

48. 1. $P_{pH_2} = ?$

2. $P_T = 102,3 \text{ kPa}$

$$P_{pH_2O} = 2,81 \text{ kPa}$$

$$V_1 = 600 \text{ ml}$$

$$V_2 = 350 \text{ ml}$$

$$T_1 = 23 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 296 \text{ K}$$

$$T_2 = 18 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 291 \text{ K}$$

3. $P_T = P_{pH_2} + P_{pH_2O}$

D'où $P_{pH_2} = P_T - P_{pH_2O}$

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

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

4.
$$P_{pH_2} = 102,3 \text{ kPa} - 2,81 \text{ kPa}$$
$$= 99,49 \text{ kPa}$$

$$P_2 = \frac{99,49 \text{ kPa} \times 600 \text{ ml} \times 291 \text{ K}}{296 \text{ K} \times 350 \text{ ml}}$$
$$= 167,67 \text{ kPa}$$

5. La pression partielle du dihydrogène sera de 168 kPa.

Défis (suite)

49. a) 1. $P_T = ?$

2. $V = 30 \text{ L}$

$T = 154 \text{ °C} + 273 = 427 \text{ K}$

$n = 3 \text{ mol}$

$P_{pAir} = 102,5 \text{ kPa}$

3. $PV = nRT$

D'où $P = \frac{nRT}{V}$

$P_T = P_{pH_2O} + P_{pAir}$

4.
$$P = \frac{3 \text{ mol} \times 8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K} \times 427 \text{ K}}{30 \text{ L}}$$

$= 355,0 \text{ kPa} = P_{pH_2O}$

$P_T = 355,0 \text{ kPa} + 102,5 \text{ kPa}$

$= 457,5 \text{ kPa}$

5. La pression est de 458 kPa à l'intérieur du réservoir.

b) Calcul de la température

$298 \text{ K} - 273 = 25 \text{ °C}$

À cette température, la vapeur d'eau se sera condensée, sauf une petite quantité, dont la pression sera de 3,17 kPa.

c) Non, puisque la vapeur d'eau se liquéfie avant d'atteindre 0 K.