

Chapitre 1 Les propriétés physiques des gaz

1.1 Les gaz dans notre quotidien

- Le dioxygène.
 - La vapeur d'eau.
 - Le méthane.
 - Le dioxyde de carbone.
 - Le diazote ou le dihydrogène.
- Les phénomènes A, B et D font intervenir des gaz.
 - Si la vessie natatoire était remplie de liquide plutôt que de gaz, elle ne permettrait pas au poisson de flotter à différentes profondeurs.
 - Les plantes transforment le dioxyde de carbone en dioxygène au cours de la photosynthèse.
 - Les odeurs sont des substances en phase gazeuse.
- Les applications A, B et D font intervenir des gaz.
 - La portance de l'aéroglesseur est assurée par un coussin d'air.
 - La combustion nécessite du dioxygène et produit du dioxyde de carbone.
 - Le néon est un gaz.
- Les particules de matière peuvent être retenues ensemble par des forces d'attraction.
 - La matière est constituée de particules extrêmement petites.
 - Les particules de matière sont constamment en mouvement.
 - Les particules de matière peuvent être retenues ensemble par des forces d'attraction.

5.

	Solide	Liquide	Gaz
Types de mouvement possibles des particules	Vibration	Vibration, rotation	Vibration, rotation, translation
Distance entre les particules	Petite	Petite	Grande
Forces d'attraction	Grandes	Petites	Nulles
Masse volumique	Très grande	Grande	Petite
Compressibilité	Non	Non	Oui

1.2 La théorie cinétique des gaz (suite)

11. a) Les gaz sont constitués de particules extrêmement petites et très espacées les unes des autres.
- b) Lorsqu'une particule de gaz rencontre un obstacle, elle rebondit sans perdre d'énergie.
- c) L'énergie cinétique moyenne des particules de gaz dépend de la température.
- d) Les particules de gaz sont continuellement en mouvement. Elles se déplacent en ligne droite, de manière aléatoire, dans toutes les directions.
- e) Les gaz sont constitués de particules extrêmement petites et très espacées les unes des autres.
12. L'illustration A ne respecte pas la théorie cinétique des gaz, puisque les particules de gaz ne bougent pas de manière aléatoire, dans toutes les directions.
L'illustration B respecte la théorie cinétique des gaz, puisque les particules se déplacent en ligne droite, dans toutes les directions, de manière aléatoire.
L'illustration C ne respecte pas la théorie cinétique des gaz, puisque les particules ne se déplacent pas en ligne droite.
13. a) La diffusion.
- b) La diffusion.
- c) L'effusion.
14. CO_2 : $12,01 \text{ g/mol} + 2 \times 16,00 \text{ g/mol} = 44,01 \text{ g/mol}$
 He : $4,00 \text{ g/mol}$
 Cl_2 : $2 \times 35,45 \text{ g/mol} = 70,90 \text{ g/mol}$
 N_2 : $2 \times 14,01 \text{ g/mol} = 28,02 \text{ g/mol}$
 Le dichlore est le gaz qui diffuse le moins rapidement.
15. a) Même s'ils sont en même quantité (même nombre de molécules) dans les trois bouteilles, les gaz n'ont pas la même masse, puisqu'ils n'ont pas la même masse molaire.
- b) Kr , O_2 , CH_4 .
 Plus un gaz est léger, plus il diffuse rapidement.
- $M_{\text{O}_2} = 32,00 \text{ g/mol}$
 $M_{\text{Kr}} = 83,80 \text{ g/mol}$
 $M_{\text{CH}_4} = 16,05 \text{ g/mol}$

1.2 La théorie cinétique des gaz (suite)

- c) Les trois gaz sont à la même température : ils possèdent donc la même énergie cinétique.
- d) L'espace entre les particules de gaz est sensiblement le même dans chaque bouteille, puisque les trois bouteilles ont le même volume. La grosseur des particules est négligeable par rapport à l'espace qu'elles occupent.

1.3 La pression

16. 1. $P = ?$
2. $F = 28\,000\text{ N}$
 $A = 0,25\text{ m}^2$
3. $P = \frac{F}{A}$
4. $P = \frac{28\,000\text{ N}}{0,25\text{ m}^2}$
 $= 112\,000\text{ Pa}$ ou 112 kPa
5. La pression de ce gaz est de 112 kPa .
17. a) Vrai. La somme des forces dues aux collisions sur la surface des obstacles produit une pression.
- b) Faux. De grosses particules de gaz se déplacent moins rapidement, mais elles exercent une plus grande force à chacune de leurs collisions avec les obstacles.
- c) Vrai. Les particules d'un gaz lourd frappent plus fort, mais moins souvent, puisqu'elles se déplacent plus lentement que les particules d'un gaz léger qui, elles, frappent plus souvent, mais moins fort. Il en résulte que la somme des forces est la même pour tous les gaz.
- d) Faux. La pression se mesure en pascals : 1 Pa correspond à un N/m^2 .
18. 1. $? \text{ kPa} \rightarrow 685\text{ mm Hg}$
2. $101,3\text{ kPa} \rightarrow 760\text{ mm Hg}$
3. $\frac{101,3\text{ kPa}}{760\text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{685\text{ mm Hg}}$
4. $\frac{101,3\text{ kPa} \times 685\text{ mm Hg}}{760\text{ mm Hg}} = 91,3\text{ kPa}$
5. La pression de ce gaz est de $91,3\text{ kPa}$.
19. a) 1. $? \text{ kPa} \rightarrow 1,75\text{ atm}$
2. $101,3\text{ kPa} \rightarrow 1\text{ atm}$
3. $\frac{101,3\text{ kPa}}{1\text{ atm}} = \frac{? \text{ kPa}}{1,75\text{ atm}}$
4. $\frac{101,3\text{ kPa} \times 1,75\text{ atm}}{1\text{ atm}} = 177,3\text{ kPa}$
5. La pression est de 177 kPa .

1.3 La pression (suite)

- b) 1. ? kPa → 565 mm Hg
 2. 101,3 kPa → 760 mm Hg
 3. $\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{565 \text{ mm Hg}}$
 4. $\frac{101,3 \text{ kPa} \times 565 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 75,31 \text{ kPa}$
 5. La pression est de 75,3 kPa.

20. a) Puisque c'est un manomètre à bout fermé

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

$$= 180 \text{ mm Hg}$$

- b) Puisque c'est un manomètre à bout ouvert, $P_{\text{gaz}} < P_{\text{atm}}$

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

$$= 770 \text{ mm Hg} - 35 \text{ mm Hg}$$

$$= 735 \text{ mm Hg}$$

- c) $P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}}$
 $= 770 \text{ mm Hg}$

21. a) 1. ? kPa → 250 mm Hg

2. 101,3 kPa → 760 mm Hg

3. $\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{250 \text{ mm Hg}}$

4. $\frac{101,3 \text{ kPa} \times 250 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 33,3 \text{ kPa}$

5. La hauteur de la colonne de mercure équivaut à 33,3 kPa.

Puisque $P_{\text{gaz}} > P_{\text{atm}}$

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

$$= 106,7 \text{ kPa} + 33,3 \text{ kPa}$$

$$= 140,0 \text{ kPa}$$

La pression du gaz est de 140,0 kPa.

- b) $P_{\text{gaz}} = h$
 $= 650 \text{ mm Hg}$

4. $\frac{101,3 \text{ kPa} \times 650 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 86,64 \text{ kPa}$

1. ? kPa → 650 mm Hg

5. La pression du gaz est de 86,6 kPa.

2. 101,3 kPa → 760 mm Hg

3. $\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{650 \text{ mm Hg}}$

Exercices sur l'ensemble du chapitre 1

22. a) Lorsqu'il est chauffé, le para-dichlorobenzène passe de l'état solide à l'état gazeux (sublimation). Le gaz diffuse ensuite dans le tube en U jusqu'à l'extrémité du tube placée dans la glace. Le gaz subit alors une condensation solide en reprenant sa forme de cristaux.
- b) $C_6H_4Cl_{2(s)} \rightarrow C_6H_4Cl_{2(g)}$
 $C_6H_4Cl_{2(g)} \rightarrow C_6H_4Cl_{2(s)}$
- c) En phase solide, les particules ne peuvent que vibrer sur place. En phase gazeuse, les particules peuvent vibrer, tourner sur elles-mêmes et effectuer des mouvements de translation.
23. a) L'énergie cinétique des deux gaz est la même, puisqu'ils sont à la même température.
- b) La vitesse moyenne des particules de néon est plus grande que celle des particules de difluor, puisque la masse molaire du néon (20,18 g/mol) est plus petite que celle du difluor (38,00 g/mol).
- c) Les particules de néon subissent des collisions plus souvent, puisque ce gaz est plus léger.
- d) Les particules de difluor subissent des collisions plus fortes, puisque ce gaz est plus lourd.
24. C'est le dioxygène qui traverse la membrane le plus rapidement, puisque sa masse molaire (32,00 g/mol) est plus petite que celle du dioxyde (44,01 g/mol).
25. Xe (xénon), courbe A.
 Ar (argon), courbe B.
 Ne (néon), courbe C.
 He (hélium), courbe D.
26. a) $P_{gazB} > P_{atm}$, alors $P_{gazB} = P_{atm} + h$
 $P_{gazB} = 745 \text{ mm Hg} + 300 \text{ mm Hg}$
 $= 1045 \text{ mm Hg}$
- $P_{gazA} > P_{gazB}$, alors $P_{gazA} = P_{gazB} + h$
 $P_{gazA} = 1045 \text{ mm Hg} + 100 \text{ mm Hg}$
 $= 1145 \text{ mm Hg}$

Exercices sur l'ensemble du chapitre 1 (suite)

b) $P_{\text{gazB}} = h = 350 \text{ mm Hg}$

$$P_{\text{gazA}} < P_{\text{gazB}}$$

$$\begin{aligned} P_{\text{gazA}} &= P_{\text{gazB}} - h \\ &= 350 \text{ mm Hg} - 150 \text{ mm Hg} \\ &= 200 \text{ mm Hg} \end{aligned}$$

27. a) 1. ? kPa \rightarrow 170 mm Hg

2. 101,3 kPa \rightarrow 760 mm Hg

$$3. \frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{170 \text{ mm Hg}}$$

$$4. \frac{101,3 \text{ kPa} \times 170 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 22,7 \text{ kPa}$$

5. La hauteur de la colonne de mercure équivaut à 22,7 kPa.

Puisque $P_{\text{gaz}} > P_{\text{atm}}$

$$\begin{aligned} P_{\text{gaz}} &= P_{\text{atm}} + h \\ &= 100,6 \text{ kPa} + 22,7 \text{ kPa} \\ &= 123,3 \text{ kPa} \end{aligned}$$

La pression du gaz est de 123 kPa.

C'est un manomètre à pression relative.

b) Manomètre à bout fermé, donc $P_{\text{gaz}} = h$

$$P_{\text{gaz}} = 120 \text{ mm Hg}$$

C'est un manomètre à pression absolue.

Défis

28. Il est possible de séparer des gaz selon leur vitesse d'effusion. Les gaz les plus lourds se déplacent plus lentement, donc ils effusent plus lentement à travers la membrane. À l'inverse, les gaz ayant une faible masse molaire effusent plus rapidement.

Défis (suite)

29. 1. $v_{SO_2} = ?$
 $v_{CH_4} = ?$

2. $v_{He} = 2,00 \text{ km/s}$
 $M_{SO_2} = 32,07 \text{ g/mol} + 2 \times 16,00 \text{ g/mol} = 64,07 \text{ g/mol}$
 $M_{CH_4} = 12,01 \text{ g/mol} + 4 \times 1,01 \text{ g/mol} = 16,05 \text{ g/mol}$
 $M_{He} = 4,00 \text{ g/mol}$

3. $E_k = \frac{1}{2} mv^2$
 D'où $v = \sqrt{\frac{2 E_k}{m}}$

4. $E_{k_{He}} = \frac{1}{2} \times 0,004 \text{ 00 kg} \times (2000 \text{ m/s})^2$
 $= 8000 \text{ J}$

À température constante, toutes les molécules gazeuses ont la même énergie cinétique, donc

$$E_{k_{He}} = E_{k_{SO_2}} = E_{k_{CH_4}} = 8000 \text{ J}$$

$$v_{SO_2} = \sqrt{\frac{2 \times 8000 \text{ J}}{0,064 \text{ 07 kg}}}$$

$$= 499,7 \text{ m/s ou } 0,4997 \text{ km/s}$$

$$v_{CH_4} = \sqrt{\frac{2 \times 8000 \text{ J}}{0,016 \text{ 05 kg}}}$$

$$= 998,4 \text{ m/s ou } 0,9984 \text{ km/s}$$

5. La vitesse moyenne des molécules de dioxyde de soufre est de 0,500 km/s et celle des molécules de méthane est de 1,00 km/s.

30. $P_{\text{gaz}} = h$
 $= 550 \text{ mm Hg}$

1. ? kPa \rightarrow 550 mm Hg
 2. 101,3 kPa \rightarrow 760 mm Hg
 3. $\frac{101,3 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} = \frac{? \text{ kPa}}{550 \text{ mm Hg}}$

Défis (suite)

4.
$$\frac{101,3 \text{ kPa} \times 550 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 73,31 \text{ kPa}$$
5. La pression du gaz est de 73,3 kPa ou 73 300 Pa.
 1. $F = ?$
 2. $P = 73\,310 \text{ Pa}$
 $A = 0,124 \text{ m}^2$
 3. $P = \frac{F}{A}$
D'où $F = PA$
 4. $F = 73\,310 \text{ Pa} \times 0,124 \text{ m}^2$
 $= 9090,4 \text{ N}$
 5. Le gaz exerce une force de 9090 N.