

EXERCICES GAZ

- Vrai ou faux, le méthane est un gaz à effet de serre plus puissant que le dioxyde de carbone ? Vrai $\approx 20 \times$ plus puissant
- Vrai ou faux, le diazote est utilisé dans la fabrication de l'ammoniac ? Vrai $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
- Vrai ou faux, la photosynthèse augmente les gaz à effet de serre (GES) ? Faux, diminution
- Complète l'équation de la combustion de l'octane (C_8H_{18}) : $CO_2 + H_2O + \text{en} \rightarrow C_8H_{18}O_6 + O_2$
 $C_8H_{18(g)} + \frac{25}{2}O_{2(g)} \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O$; $2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$
- Quel est le gaz utilisé dans les boissons gazeuses ? CO_2 (dioxyde de carbone)
- Quels sont les gaz que l'on retrouve dans la réaction de la photosynthèse ?
 CO_2 et O_2 (dioxyde de carbone et dioxygène)
- Parmi les gaz suivants : CO_2 - N_2 - H_2 - O_2 - CH_4 - Ne - Ar - O_3
 - Lequel explose en présence d'une flamme ? H_2 (dihydrogène)
 - Lequel brouille l'eau de chaux ? CO_2 (dioxyde de carbone)
 - Lequel est le comburant le plus commun sur la Terre ? O_2 (dioxygène)
 - Lequel (lesquels) est (sont) un (des) combustible(s) ? $H_2 - CH_4$
 - Lequel est utilisé dans les enseignes lumineuses ? Ne (néon)
 - Lequel peut servir comme isolant dans la fabrication des fenêtres ? Ar (argon)
 - Lequel entretient la combustion ? O_2 (dioxygène) - O_3 (F_2 et Cl_2)
 - Lequel est utilisé pour faire décoller les fusées ? H_2 (dihydrogène)
 - Lequel est utilisé pour gonfler les pneus ? N_2 (diazote)
 - Lequel nous protège des rayons nocifs du Soleil ? O_3 (ozone)
 - Quel gaz est responsable du brunissement d'un quartier de pomme ? O_2 (dioxygène)
 - En 1937, quel gaz a été utilisé dans le dirigeable Hindenburg ? H_2 (dihydrogène)
- Pourquoi est-il souhaitable d'emballer les aliments sous vide ?
Absence de dioxygène (O_2), cela empêche l'oxydation des aliments
- Dans un erlenmeyer, on verse de l'alcool. On peut représenter ce système de la façon suivante :



Les molécules d'alcool à l'état gazeux sont plus distantes les unes des autres que les molécules d'alcool à l'état liquide. Que se produira-t-il si on enlève le bouchon ? alcool gazeux s'échappe.

10. La matière est composée de particules en mouvement. Quel mouvement est associé à chacun des états de la matière ? État solide vibration, état liquide rotation, état gazeux translation
11. Selon la théorie cinétique des gaz, vrai ou faux, les particules d'un gaz sont très grosses ? Faux. Les particules d'un gaz sont continuellement en mouvement ? Vrai. Les particules d'un gaz se déplacent en ligne droite ? Vrai (aléatoire). L'énergie cinétique est proportionnelle à la température ? Vrai. $E_c = \frac{1}{2} m v^2$
12. Selon la théorie des gaz, explique les phénomènes suivants.

- a) Même si les fenêtres de l'auto sont fermées et que le système de ventilation ne fonctionne pas, l'odeur des émanations d'une mouffette pénètre à l'intérieur de l'auto.

Les molécules du gaz sont petites et peuvent s'infiltrer dans l'auto.

- b) L'odeur d'un parfum se répand dans toute la pièce.

Les molécules du gaz sont en mouvement de translation.

- c) Une canette d'aérosol gonfle sous l'augmentation de la température.

La distance entre les molécules augmentent ainsi que l'agitation des molécules.

13. Décris le rôle du gaz dans chacune des situations suivantes.

- a) L'air contenu dans les montgolfières :

L'air est chauffé → dilatation thermique → masse volumique diminue.

- b) Le gaz dans les contenants sous pression (désodorisant-fixatif, etc.) : que diminue.

Un changement de pression, fait sortir le gaz du contenant entraînant ainsi le produit.

14. Essaie de trouver la cause des phénomènes décrits.

- a) Nous sommes au mois de juillet et les pneus de ton vélo sont normalement gonflés. Quand arrive l'hiver, les pneus semblent dégonflés. Sachant qu'il n'y a pas eu de fuite d'air, indique la cause de ce phénomène.

Baisse de la température, les particules gazeuses se rapprochent

- b) Le contenu d'une petite bonbonne d'hélium est suffisant pour gonfler une centaine de ballons. Comment peut-on expliquer un tel changement de volume ? autres.

Dans la bonbonne, l'hélium est sous pression, occupe donc moins d'espace. Lorsqu'il sort, diminution de la pression donc peut occuper un grand volume.

15. À une température donnée, la vitesse de diffusion des molécules de diazote est de 0,10 m/s. Trouvez la vitesse de diffusion des molécules de dioxygène à cette même température.

$$v_{N_2} = 0,10 \text{ m/s}$$

$$v_{O_2} = ?$$

$$M_{N_2} = 2 \times 14 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_{O_2} = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

$$\frac{v_{N_2}}{v_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{N_2}}}; \quad v_{N_2} = \frac{v_{O_2}}{\sqrt{M_{N_2}}}$$

$$v_{N_2} \sqrt{M_{N_2}} = v_{O_2} \sqrt{M_{O_2}}$$

$$v_{O_2} = \frac{v_{N_2} \sqrt{M_{N_2}}}{\sqrt{M_{O_2}}}; \quad v_{O_2} = \frac{0,10 \times \sqrt{28}}{\sqrt{32}} = \boxed{0,094 \text{ m/s}}$$

16. De l'hélium et un gaz inconnu s'effusent par un trou percé dans la paroi d'un contenant. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu si sa vitesse d'effusion est de 0,080 m/s et que celle de l'hélium est de 0,300 m/s ?

$$M_x = ?$$

$$V_x = 0,080 \text{ m/s} \quad V_{\text{He}} = 0,300 \text{ m/s}$$

$$M_{\text{He}} = 4 \text{ g/mol}$$

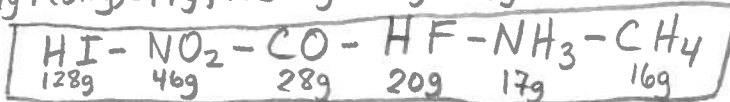
$$\frac{V_x}{V_{\text{He}}} = \frac{\sqrt{M_{\text{He}}}}{\sqrt{M_x}} \quad ; \quad \sqrt{M_x} = \frac{\sqrt{M_{\text{He}}}}{V_x} \times V_{\text{He}} \quad ; \quad M_x = \frac{M_{\text{He}} \times V_{\text{He}}^2}{V_x^2}$$

$$M_x = \frac{4 \times 0,300^2}{0,080^2} = 56,3 \text{ g/mol}$$

17. Classez en ordre croissant la vitesse de diffusion des gaz suivants. Les gaz sont aux mêmes conditions de température et de pression. CO, NO₂, CH₄, HF, NH₃, HI.

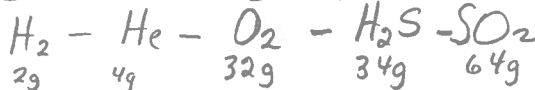
$$\text{CO: } 12 + 16 = 28 \text{ g} \quad ; \quad \text{NO}_2: 14 + (2 \times 16) = 46 \text{ g} \quad ; \quad \text{CH}_4: 12 + (4 \times 1) = 16 \text{ g} \quad ; \quad \text{HF: } 19 + 1 = 20 \text{ g}$$

$$\text{NH}_3: 14 + (3 \times 1) = 17 \text{ g} \quad ; \quad \text{HI: } 127 + 1 = 128 \text{ g}$$



18. Classez en ordre décroissant la vitesse des gaz suivants. Les gaz sont à une pression de 100 kPa et à une température de 23 °C. O₂, SO₂, H₂, He, H₂S.

$$\text{O}_2: 2 \times 16 = 32 \text{ g} \quad ; \quad \text{SO}_2: 32 + (2 \times 16) = 64 \text{ g} \quad ; \quad \text{H}_2: 2 \times 1 = 2 \text{ g} \quad ; \quad \text{He: } 4 \text{ g} \quad ; \quad \text{H}_2\text{S: } 2 \times 1 + 32 = 34 \text{ g}$$



19. Quel appareil est utilisé pour mesurer la pression atmosphérique ?

baromètre anéroïde

20. Quel appareil est utilisé pour mesurer la pression d'un gaz ?

Manomètre

21. Quelle est la valeur de la pression atmosphérique normale ?

101,3 KPa

22. Quelle est la valeur de 100,0 kPa en mm de mercure ?

750,2 mm Hg

$$100,0 \text{ KPa} \rightarrow x \text{ mm Hg} \quad ; \quad \frac{100,0 \times 7,60}{101,3} = 750,2 \text{ mm Hg}$$

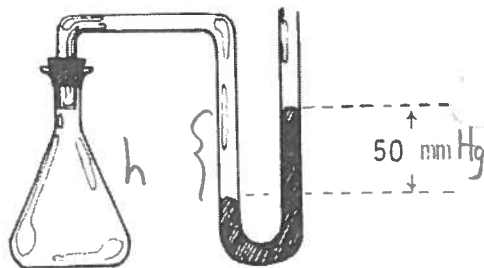
23. Quelle est la valeur de 86 cm de mercure en kPa ?

114,63 KPa

$$86 \text{ cm Hg} \rightarrow x \text{ KPa} \quad ; \quad \frac{86 \times 101,3}{76} = 114,63 \text{ KPa} \text{ ou } 1,1 \times 10^2 \text{ KPa (ch. sign)}$$

24. Pour mesurer la pression des gaz, on utilise habituellement un manomètre à extrémité ouverte. Laquelle des deux pressions est la plus élevée : la pression atmosphérique ou la pression exercée par le gaz ?

Pression du gaz



Pression normale $\rightarrow 101,3 \text{ KPa} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg} = 1 \text{ atm}$

$$50 \text{ mmHg} \rightarrow x \text{ KPa} \quad ; \quad \frac{50 \times 101,3}{760} = 6,664 \dots \text{ KPa}$$

$$760 \text{ mmHg} \rightarrow 101,3 \text{ KPa}$$

$$50 \text{ mmHg} \rightarrow x \text{ cmHg} \quad ; \quad 50 \text{ mmHg} = 5 \text{ cmHg}$$

$$760 \text{ mmHg} \rightarrow 76 \text{ cmHg}$$

Si la pression atmosphérique est normale, quelle est la valeur de la pression exercée par le gaz en kPa, en mm Hg, en cm Hg, en atm ?

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

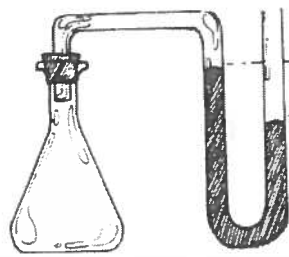
$$P_{\text{GAZ}} = 101,3 \text{ KPa} + 6,7 \text{ KPa} = 108,0 \text{ KPa}$$

$$P_{\text{GAZ}} = 760 \text{ mmHg} + 50 \text{ mmHg} = 810 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{GAZ}} = 76 \text{ cmHg} + 5 \text{ cmHg} = 81 \text{ cmHg}$$

$$108,0 \text{ KPa} \rightarrow x \text{ atm} \quad ; \quad \frac{108,0}{101,3} = 1,07 \text{ atm}$$

25. La pression atmosphérique étant de 102,4 kPa, calcule la pression exercée par le gaz. Exprime cette pression en mm de Hg et en kilopascals. $P_{GAZ} = P_{ATM} - h$



$$102,4 \text{ kPa} \rightarrow x \text{ mmHg}$$

$$101,3 \text{ kPa} \rightarrow 760 \text{ mmHg} ; 768,2527 \dots \text{ mmHg}$$

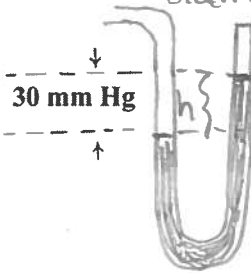
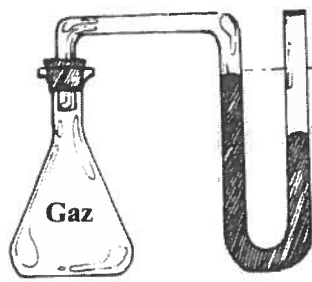
$$P_{GAZ} = 768,3 \text{ mmHg} - 38 \text{ mmHg} = \boxed{730 \text{ mmHg}}$$

$$38 \text{ mmHg} \rightarrow x \text{ kPa}$$

$$760 \text{ mmHg} \rightarrow 101,3 \text{ kPa} ; 5,065 \text{ kPa}$$

$$P_{GAZ} = 102,4 \text{ kPa} - 5,1 \text{ kPa} = \boxed{97,3 \text{ kPa}}$$

26. Quelle est la pression du gaz en kPa, si le bout du manomètre est fermé et que la pression atmosphérique est normale ?



Correction dans le tube faudrait voir

$$P_{GAZ} = h$$

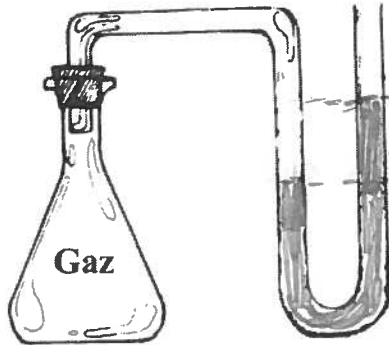
$$30 \text{ mmHg} \rightarrow x \text{ kPa}$$

$$760 \text{ mmHg} \rightarrow 101,3 \text{ kPa}$$

$$\frac{30 \times 101,3}{760} = 3,998 \dots \text{ kPa}$$

$$\boxed{4,0 \text{ kPa}}$$

27. La pression exercée par un gaz est de 110 kPa. La pression atmosphérique étant normale, complète le schéma. Tube ouvert; $P_{GAZ} = P_{ATM} - h$



$$110 \text{ kPa} = 101,3 \text{ kPa} - h$$

$$8,7 \text{ kPa} = h$$

$$8,7 \text{ kPa} \rightarrow x \text{ mmHg}$$

$$101,3 \text{ kPa} \rightarrow 760 \text{ mmHg} ; \frac{8,7 \times 760}{101,3} = 65 \text{ mmHg}$$

28. Que veut dire TPN ?

Température et pression normales
 0°C $101,3 \text{ kPa}$

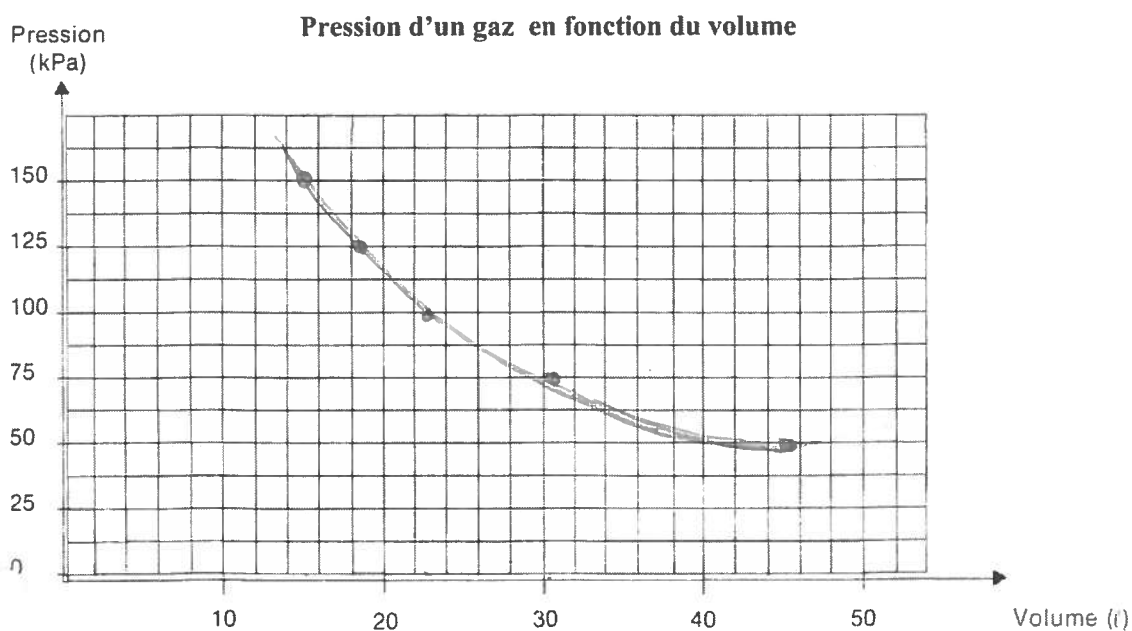
29. Que veut dire TAPN ?

Température ambiante et pression normale
 25°C $101,3 \text{ kPa}$

30. Complète le tableau suivant :

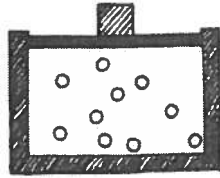
Pression (kPa)	Volume molaire (L)	P x V (L·kPa)
50,00	45,40	2270
75,00	30,28	2271
100,00	22,69	2269
125,00	18,14	2268
150,00	15,12	2268

Trace la courbe moyenne de la pression en fonction du volume à l'aide des données du tableau.

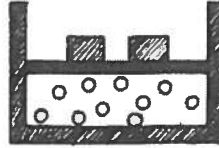


31. Complète l'énoncé suivant : « À température constante, la pression est inversement proportionnelle au volume d'un gaz. »

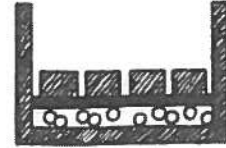
32. Voici un système qui est constitué d'un récipient fermé par un piston. Il est possible de comprimer le gaz en déposant différents poids sur le piston. Pour le schéma suivant, il s'agit du même gaz soumis à trois situations différentes.



Situation 1



Situation 2



Situation 3

Pour lequel de ces systèmes le nombre de collisions sur les parois est-il le plus élevé ? 3 Pour lequel de ces systèmes la force extérieure appliquée est-elle la plus élevée ? 3 Une augmentation de pression externe entraîne une diminution de volume et, de là, une augmentation du nombre de collisions sur les parois du récipient.

33. À une température donnée et sous une pression de 100 kPa, un gaz occupe un volume de 500 mL. Quel sera le nouveau volume occupé par ce gaz si la pression double et si la température demeure constante ?

$$\begin{array}{l}
 P_1 = 100 \text{ kPa} \\
 V_1 = 500 \text{ mL} \\
 V_2 = ? \\
 P_2 = 2 \times 100 \text{ kPa} = 200 \text{ kPa}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 P_1 V_1 = P_2 V_2 \\
 V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 V_2 = \frac{100 \text{ kPa} \times 500 \text{ mL}}{200 \text{ kPa}} \\
 \boxed{V_2 = 250 \text{ mL}}
 \end{array}$$

34. Un gaz quelconque soumis à une pression de X kPa occupe un volume de Y litres. Si le volume devient 2 Y litres et si la température est constante, que deviendra la valeur de la pression ?

$$\begin{array}{l}
 P_1 = X \text{ kPa} \\
 V_1 = Y \text{ L} \\
 V_2 = 2Y \text{ L} \\
 P_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 P_1 V_1 = P_2 V_2 \\
 P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 P_2 = \frac{X \text{ kPa} \times Y \text{ L}}{2Y \text{ L}} \\
 \boxed{P_2 = \frac{X}{2} \text{ kPa}}
 \end{array}$$

35. Un technicien produit 40,0 mL de dioxygène gazeux dans une burette en faisant réagir de la poudre à lessive avec de l'eau. Le jour suivant, la burette contient 42,0 mL de gaz à une pression de 103 kPa. Quelle était la pression le jour précédent ?

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 40,0 \text{ mL} \\
 V_2 = 42,0 \text{ mL} \\
 P_2 = 103 \text{ kPa} \\
 P_1 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 P_1 V_1 = P_2 V_2 \\
 P_1 = \frac{P_2 V_2}{V_1} \\
 P_1 = \frac{103 \text{ kPa} \times 42,0 \text{ mL}}{40,0 \text{ mL}} \\
 P_1 = 108,15 \text{ kPa} \\
 \boxed{P_1 = 108 \text{ kPa}}
 \end{array}$$

* \rightarrow 42,0

36. On a mesuré en laboratoire le volume occupé par une mole de chacun des gaz suivants à une température de 0 °C et une pression de 101,3 kPa. Voici les résultats :

Gaz	Masse molaire (g/mol)	Nombre de mole	Volume (L)
H ₂	2	1	22,4
He	4	1	22,4
N ₂	28	1	22,4
O ₂	32	1	22,4
CH ₄	16	1	22,4

Quelles observations peut-on tirer d'une telle expérience ?

Le volume molaire n'est pas une propriété caractéristique. Une mole de gaz

37. Qu'appelle-t-on « volume molaire » ? *occupe un volume de 22,4 à TPN.*
Volume occupé par une mole de gaz.

38. Quel est le volume molaire d'un gaz à une température de 0 °C et une pression de 101,3 kPa ? 22,4 L

39. Si la pression est de 101,3 kPa et que la température est de 0 °C, quel sera le volume occupé par :

- a) 0,1 mole d'oxygène $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$; $n_1 = 1 \text{ mol}$; $V_1 = 22,4 \text{ L}$
 $n_2 = 0,1 \text{ mol}$; $V_2 = ?$; $V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1}$; $V_2 = \frac{22,4 \text{ L} \times 0,1 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2,24 \text{ L}$
- b) 7 g d'azote $\frac{7 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol}$; $V_2 = 5,6 \text{ L}$
- c) 5,8 g d'anhydride sulfureux (H₂S) : $\frac{5,8 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} = 0,17 \text{ mol}$; $V_2 = 3,82 \text{ L}$
- d) 2,5 mole d'un gaz quelconque : $V_2 = 56 \text{ L}$

40. Effectue les conversions suivantes :

- a) 220 °C : 220 °C + 273 = 493 K K
 b) -20 °C : -20 °C + 273 = 253 K K
 c) 427 K : 427 K - 273 = 154 °C °C
 d) 212 K : 212 K - 273 = -61 °C °C
 e) -212 K : -212 K - 273 = -485 °C °C
 f) 0 °C : 0 °C + 273 = 273 K K

41. Une certaine quantité de gaz occupe un volume de 40,0 L à une température de 0 °C, sous une pression de 110 kPa. Quel sera son volume lorsque la température atteindra 50 °C ? *On suppose P → constante*

$$\begin{aligned} V_1 &= 40,0 \text{ L} \\ T_1 &= 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} \\ P_1 &= 110 \text{ kPa} \\ V_2 &= ? \\ T_2 &= 50^\circ\text{C} + 273 = 323 \text{ K} \end{aligned} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} ; V_2 = \frac{40,0 \text{ L} \times 323 \text{ K}}{273 \text{ K}} = 47,3 \text{ L}$$

42. Un gaz contenu dans un piston occupe un volume de 5,0 L, à une température de 0 °C et sous une pression de 101,3 kPa. À quelle température, exprimée en degrés Celsius, le volume du gaz aura-t-il doublé ? La pression demeure inchangée.

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 5,0 \text{ L} \\
 T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} \\
 T_2 = ? \\
 V_2 = 2 \times 5,0 \text{ L} = 10 \text{ L}
 \end{array}
 \quad
 \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}
 \quad
 \begin{array}{l}
 T_2 = \frac{10 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{5,0 \text{ L}} \\
 T_2 = 546 \text{ K} \\
 T_2 = 546 \text{ K} - 273 = \boxed{273^\circ\text{C}}
 \end{array}$$

43. Sous une pression de 101,3 kPa et à une température de 250 K, un gaz occupe un volume de 300 mL. Quel est le nouveau volume occupé par ce gaz si la température est diminuée de 50 degrés et que sa pression demeure inchangée ?

$$\begin{array}{l}
 P_1 = 101,3 \text{ kPa} \\
 T_1 = 250 \text{ K} \\
 V_1 = 300 \text{ mL} \\
 V_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 T_2 = 250 \text{ K} - 50 = 200 \text{ K} \\
 \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; \quad V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \\
 V_2 = \frac{300 \text{ mL} \times 200 \text{ K}}{250 \text{ K}} \\
 \boxed{V_2 = 240 \text{ mL}}
 \end{array}$$

44. Une certaine quantité de gaz occupe un volume de 45,0 L à une température de 0 °C, sous une pression de 120 kPa. Quel sera son volume lorsque la température atteindra 50 °C, sous une pression de 175 kPa ?

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 45,0 \text{ L} \\
 T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} \\
 P_1 = 120 \text{ kPa} \\
 V_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 T_2 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323 \text{ K} \\
 P_2 = 175 \text{ kPa} \\
 \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \\
 V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} \\
 V_2 = \frac{120 \times 45,0 \times 323}{273 \times 175} \\
 \boxed{V_2 = 36,5 \text{ L}}
 \end{array}$$

45. Une mole de gaz occupe un volume de 22,4 L à une température de 0 °C. Quel sera le nouveau volume de ce gaz à une température de 25 °C ? La pression demeure constante. $n \rightarrow$ constant

$$\begin{array}{l}
 n_1 = 1 \text{ mol} \\
 V_1 = 22,4 \text{ L} \\
 T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} \\
 V_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K} \\
 \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \\
 V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}; \quad V_2 = \frac{22,4 \times 298}{273}; \quad \boxed{V_2 = 24,5 \text{ L}}
 \end{array}$$

46. Un gaz occupe un volume de 40,0 L à une température de 60 °C et sous une pression de 120 kPa. Quelle sera la température si le volume est doublé et que la pression est augmentée de 40 kPa ?

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 40,0 \text{ L} \\
 T_1 = 60^\circ\text{C} + 273 = 333 \text{ K} \\
 P_1 = 120 \text{ kPa} \\
 T_2 = ? \\
 V_2 = 2 \times 40,0 \text{ L} = 80,0 \text{ L}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 P_2 = 120 \text{ kPa} + 40 \text{ kPa} = 160 \text{ kPa} \\
 \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \quad T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} \\
 T_2 = \frac{160 \times 80,0 \times 333}{120 \times 40,0}; \quad \boxed{T_2 = 888 \text{ K}}
 \end{array}$$

47. Le volume molaire d'un gaz à température et pression normale (TPN) est de 22,4 litres. Quel sera le volume occupé par ce gaz à une température de 325 K ? $P \rightarrow$ constante

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 22,4 \text{ L} \\
 n_1 = 1 \text{ mol} \\
 P_1 = 101,3 \text{ kPa} \\
 T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} \\
 V_2 = ? \\
 T_2 = 325 \text{ K} \\
 P_2 = 101,3 \text{ kPa}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; \quad V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} \\
 V_2 = \frac{101,3 \times 22,4 \times 325}{273 \times 101,3} \\
 \boxed{V_2 = 26,7 \text{ L}}
 \end{array}$$

48. Quel volume occupera 1,42 g de chlore à une température de 350 K et à pression normale ?

$$n_{Cl_2} = ?$$

$$V = ?$$

$$m_{Cl_2} = 1,42g$$

$$T = 350K$$

$$P = 101,3 kPa$$

$$1,42g \rightarrow x \text{ mol}$$

$$2 \times 35,5g \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$1,42g \times 1 \text{ mol} = 0,0200 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$

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

$$V = \frac{0,0200 \text{ mol} \times 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K} \times 350 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa}}$$

49. À 283 K, une mole de gaz occupe 23,3 L. Trouve le volume de ce gaz à 626 K (pression normale).

$$V = 0,574 L$$

$$T_1 = 283K$$

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

$$V_1 = 23,3 L$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 626K$$

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

$$V_2 = \frac{23,3 L \times 626 K}{283 K}$$

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

$$V_2 = 51,5 L$$

50. À 20 °C, la pression d'un gaz est de 150 kPa. Quelle sera la pression de ce gaz si la température est augmentée de 200 °C et que le volume demeure constant ?

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

$$P_1 = 150 kPa$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 20^\circ C + 200^\circ C + 273 = 493K$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}; P_2 = \frac{150 kPa \times 493 K}{293 K}$$

$$P_2 = 252 kPa$$

51. Qu'arrive-t-il à la pression d'un gaz lorsque la température absolue double et que le volume double lui aussi ?

$$P_1 = P_1$$

$$V_1 = V_1$$

$$T_1 = T_1$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 2 T_1$$

$$V_2 = 2 V_1$$

$$P = ?$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}; P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}; P_2 = \frac{P_1 \times 2 T_1}{T_1 \times 2 V_1}; P_2 = P_1$$

52. Quelle est la pression exercée par 11,0 grammes de dioxyde de carbone lorsque ce gaz occupe un volume de 25,0 L à une température de 230 °C ?

$$m_{CO_2} = 11,0g$$

$$V = 25,0 L$$

$$T = 230^\circ C + 273$$

$$T = 503 K$$

$$11,0g \rightarrow x \text{ mol}$$

$$44g \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$11,0g \times 1 \text{ mol} = 0,250 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$

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

$$P = \frac{0,250 \text{ mol} \times 8,31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K} \times 503 K}{25,0 \text{ L}}$$

$$P = 41,8 kPa$$

53. À volume constant, la température d'une mole d'un gaz quelconque passe de 200 K à 400 K. Qu'advient-il de la pression ? Elle double ($P_2 = 2P_1$)

$$P_1 = P_1$$

$$P_2 = ?$$

$$T_1 = 200K$$

$$T_2 = 400K$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}; P_2 = \frac{P_1 \times 400 K}{200 K}; P_2 = 2 P_1$$

54. À volume constant, la température d'une mole de gaz quelconque passe de 100 °C à 200 °C. La valeur de la pression ne doublera pas. Explique cette ambiguïté.

$$P_1 = P_1$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}; P_2 = \frac{P_1 \times 473 K}{373 K}$$

$$P_2 = 1,27 P_1$$

ça ne double pas, car la température en Kelvins n'a pas doublé

$$T_1 = 100^\circ C + 273 = 373K$$

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

On peut voir que cela ne fait pas doubler la température en Kelvins

55. Quelle sera la pression d'une mole de gaz à 200 °C, sachant que le volume est demeuré à 22,4 L ?

$$P_1 = ?$$

$$n_1 = 1 \text{ mol}$$

$$T_1 = 200^\circ\text{C} + 273 = 473\text{K}$$

$$V_1 = 22,4 \text{ L}$$

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

$$n_2 = 1 \text{ mol}$$

$$T_2 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273$$

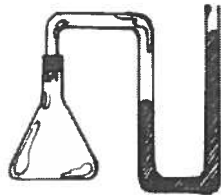
$$V_2 = 22,4 \text{ L}$$

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

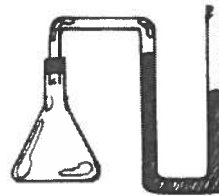
$$P_1 = \frac{101,3 \times 473}{273}$$

$$P_1 = 176 \text{ kPa}$$

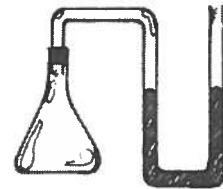
56. Les trois systèmes suivants contiennent le même nombre de moles dans un volume identique. Lequel d'entre eux possède la température la plus élevée ? Justifie.



Système 1



Système 2



Système 3

Tet P_1 relatif indirectement proportionnelle, donc **Système 1** car pression élevée.

57. À une température T_1 , un gaz exerce une pression de x kPa. Lorsque la température du gaz atteint une valeur de 542 K, la pression est de $3x$ kPa, à volume constant. Quelle est la valeur de T_1 ?

$$T_1 = T_1$$

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

$$T_2 = 542 \text{ K}$$

$$P_2 = 3x \text{ kPa}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; T_1 = \frac{P_1 T_2}{P_2}; T_1 = \frac{x \text{ kPa} \times 542 \text{ K}}{3x \text{ kPa}} = 181 \text{ K}$$

58. À 300 K, un gaz exerce une pression de 111 kPa. Quelle sera la pression exercée si la température augmente de 100 K à volume constant ?

$$T_1 = 300 \text{ K}$$

$$P_1 = 111 \text{ kPa}$$

$$P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}; P_2 = \frac{111 \times 400}{300} = 148 \text{ kPa}$$

$$T_2 = 300 \text{ K} + 100 \text{ K} = 400 \text{ K}$$

59. À 15,0 °C, un gaz entreposé dans une bouteille exerce une pression de 500 kPa. Quelle sera la pression si la bouteille est placée dans une pièce où la température augmente à 50,0 °C ?

$$T_1 = 15,0^\circ\text{C} + 273 = 288 \text{ K}$$

$$P_1 = 500 \text{ kPa}$$

$$P_2 = ?$$

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

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}; P_2 = \frac{500 \times 323}{288}$$

$$P_2 = 561 \text{ kPa}$$

60. Dans un contenant rigide à 30 °C, la pression d'un gaz est de 100 kPa. Quelle température indiquera le thermomètre si la pression baisse de 10 kPa ?

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

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

$$T_2 = ?$$

$$P_2 = 100 \text{ kPa} - 10 \text{ kPa} = 90 \text{ kPa}$$

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

$$T_2 = \frac{90 \times 303}{100}$$

$$T_2 = 273 \text{ K}$$

61. À quelle température faut-il chauffer un gaz dans un ballon rigide si on veut doubler la pression qu'il exerce à 20 °C ?

$$P_1 = P_1$$

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

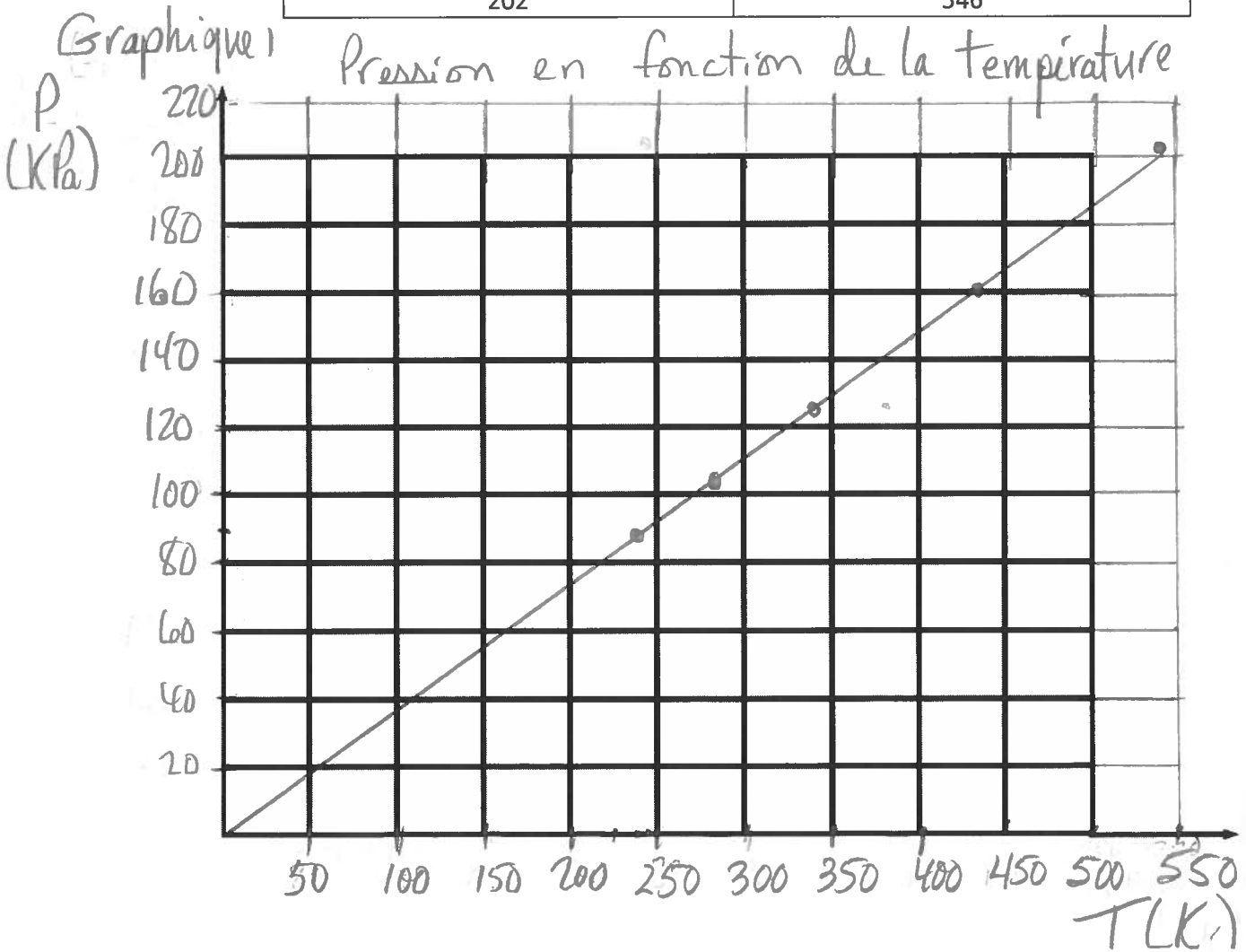
$$T_2 = ?$$

$$P_2 = 2P_1$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}; T_2 = \frac{T_1 P_2}{P_1}; T_2 = \frac{293 \times 2P_1}{P_1}; T_2 = 586\text{K}$$

62. Selon les données expérimentales suivantes, trace le graphique de la pression en fonction de la température.

Pression (kPa)	Température (K)
90	243
101	273
125	338
160	432
202	546



63. Une mole d'oxygène occupe un volume de 24,5 L sous une pression de 101,3 kPa lorsque la température est de 25 °C. Quel sera le volume occupé par les quantités de gaz suivantes dans les mêmes conditions ?

a) 0,50 mole de Cl₂

$n_1 = 1 \text{ mol}$
 $V_1 = 24,5 \text{ L}$
 $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$
 $T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$

$n_2 = 0,50 \text{ mol}$
 $V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1} ; V_2 = \frac{24,5 \times 0,50}{1}$$

$V_2 = 12,25 \text{ L}$ ou 12 L ch. sign

b) 0,25 mole de Ne

$n_1 = 1 \text{ mol}$
 $V_1 = 24,5 \text{ L}$
 $n_2 = 0,25 \text{ mol}$
 $V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1} ; V_2 = \frac{24,5 \times 0,25}{1}$$

$V_2 = 6,125 \text{ L}$ ou 6,1 L ch. sign

64. Quel est le volume occupé par les quantités de gaz suivantes à une température et à une pression donnée si 1,0 mole d'oxygène occupe un volume de 22,4 L ?

a) 8,0 grammes de CH₄

$V_2 = ?$
 $n_1 = 1,0 \text{ mol}$
 $V_1 = 22,4 \text{ L}$

$8,0 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} ; x = \frac{8,0 \times 1}{16}$
 $12 \text{ g} + (4 \times 1 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $x = 0,50 \text{ mol}$

$n_2 = 0,50 \text{ mol}$
 $V_2 = 22,4 \times 0,50$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1} ; V_2 = \frac{22,4 \times 0,50}{1,0}$$

$V_2 = 11,2 \text{ L}$ ou 11 L ch. sign

b) 106,5 grammes de Cl₂

$106,5 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} ; x = \frac{106,5 \times 1}{71}$
 $2 \times 35,5 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $x = 1,500 \text{ mol}$

$n_2 = 1,500 \text{ mol}$
 $n_1 = 1,0 \text{ mol}$
 $V_1 = 22,4 \text{ L}$
 $V_2 = 22,4 \times 1,500$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1} ; V_2 = \frac{22,4 \times 1,500}{1,0}$$

$V_2 = 33,6 \text{ L}$ ou 34 L ch. sign

65. Un pneu d'un véhicule avait un volume initial de 30 L et contenait 3,0 mol d'air. On le dégonfle et son volume final est alors de 25 L. Combien de molécules d'air se sont échappées du pneu ?

$V_1 = 30 \text{ L}$
 $n_1 = 3,0 \text{ mol}$
 $V_2 = 25 \text{ L}$
 $n_2 = ?$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; n_2 = \frac{3,0 \times 25}{30}$$

donc $3,0 \text{ mol} - 2,5 \text{ mol} = 0,5 \text{ mol}$

si on dénombre $0,5 \text{ mol} \rightarrow x \text{ molécules}$
 $1 \text{ mol} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ molécules}$

$3 \times 10^{23} \text{ molécules}$

66. Un ballon sonde gonflé à l'hydrogène peut s'élever jusqu'à près de 40 km d'altitude. Au décollage, à TAPN, quel volume occupent 8,0 mol d'hydrogène gazeux dans le ballon ?

$V_1 = 24,5 \text{ L}$
 $T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$
 $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$
 $n_1 = 1 \text{ mol}$
 $n_2 = 8,0 \text{ mol}$
 $V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; V_2 = \frac{24,5 \times 8,0}{1}$$

$V_2 = 196 \text{ L}$ ou $2,0 \times 10^2 \text{ L}$ ch. sign.

67. Quel est, à TAPN, le volume occupé par 6,00 g d'hydrogène ?

$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$
 $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$
 $n_1 = 1 \text{ mol}$
 $V_1 = 24,5 \text{ L}$
 $m_{H_2} = 6,00 \text{ g}$

$6,00 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol}$
 $2 \times 1 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $x = \frac{6,00 \times 1}{2} = 3,00 \text{ mol}$

$n_2 = 3,00 \text{ mol}$
 $V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} ; V_2 = \frac{V_1 n_2}{n_1} ; V_2 = \frac{24,5 \times 3,00}{1}$$

$V_2 = 73,5 \text{ L}$

68. Un récipient contient 5,0 g de néon sous une pression normale et à une température de 0 °C. Calcule le volume molaire.

$m_{Ne} = 5,0g$
 $P = 101,3 \text{ kPa}$
 $T = 0^\circ\text{C} + 273 = 273\text{K}$
 $V_{molaire} = ?$

$5,0g \rightarrow x \text{ mol}$
 $20g \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $\frac{5,0g \times 1 \text{ mol}}{20g} = 0,25 \text{ mol}$

$PV = nRT$
 $V = \frac{nRT}{P}$
 $V = \frac{0,25 \times 8,31 \times 273}{101,3}$
 $V = 5,598 \text{ L}$

$5,598 \text{ L} \rightarrow 0,25 \text{ mol}$
 $x \rightarrow 1 \text{ mol}$
 $x = 22,40 \text{ L}$
 $V_{molaire} = 22,40 \text{ L/mol}$

69. La masse d'un gaz occupant un volume de 5,0 L est de 14,30 g, à 0 °C et à 101,3 kPa de pression. Quelle peut être la formule moléculaire de ce gaz si une mole occupe un volume de 22,4 L ? O_2 - Ne - N_2 - CH_4 - SO_2 - He

$n_1 = ?$
 $V_1 = 5,0 \text{ L}$
 $m_g = 14,30g$
 $T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273\text{K}$
 $P_1 = 101,3 \text{ kPa}$
 $n_2 = 1 \text{ mol}$
 $V_2 = 22,4 \text{ L}$

$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$
 $n_1 = \frac{V_1 n_2}{V_2}$
 $n_1 = \frac{5,0 \times 1}{22,4}$
 $n_1 = 0,22321 \dots \text{ mol}$

$0,22321 \dots \text{ mol} \rightarrow 14,30g$
 $1 \text{ mol} \rightarrow xg$
 $\frac{1 \times 14,30}{0,22321 \dots} = x$; $x = 64g$

$O_2 = 2 \times 16g = 32g$
 $Ne = 20g$
 $N_2 = 2 \times 14g = 28g$
 $SO_2 = 32g + (2 \times 16g) = 64g$
 $He = 4g$

$M_{gaz} = 64g/mol$ donc SO_2

70. On gonfle un pneu qui contient 30 mol d'air à une pression de 140 kPa. On y ajoute 7 mol d'air. Quelle sera la nouvelle pression de l'air contenu dans le pneu ? La température et le volume sont maintenus constants.

$n_1 = 30 \text{ mol}$
 $P_1 = 140 \text{ kPa}$
 $n_2 = 30 \text{ mol} + 7 \text{ mol} = 37 \text{ mol}$
 $P_2 = ?$

$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$; $P_2 = \frac{P_1 n_2}{n_1}$; $P_2 = \frac{140 \times 37}{30}$
 $P_2 = 172,67 \text{ kPa}$

71. Le pneu d'une auto contient 5,5 mol d'air à une pression de 210 kPa. Combien reste-t-il de moles d'air à l'intérieur du pneu s'il est partiellement dégonflé et que la pression indiquée par le manomètre est de 180 kPa ?

$n_1 = 5,5 \text{ mol}$
 $P_1 = 210 \text{ kPa}$
 $P_2 = 180 \text{ kPa}$
 $n_2 = ?$

$\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$; $n_2 = \frac{P_1 n_1}{P_2}$
 $n_2 = \frac{210 \times 5,5}{180}$
 $n_2 = 6,46 \text{ mol}$

72. Calcule la valeur numérique de la constante R. Cette valeur étant constante, on peut la déterminer en se référant à une mole de gaz à TPN.

$R = ?$
 $n = 1 \text{ mol}$
 $V = 22,4 \text{ L}$
 $P = 101,3 \text{ kPa}$
 $T = 0^\circ\text{C} + 273 = 273$

$PV = nRT$
 $R = \frac{PV}{nT}$
 $R = \frac{101,3 \times 22,4}{1 \times 273}$
 $R = 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

73. Quel sera le volume occupé par 1,50 mole de gaz à 298 K sous une pression de 108 kPa ?

$V = ?$
 $n = 1,50 \text{ mol}$
 $T = 298 \text{ K}$
 $P = 108 \text{ kPa}$
 $R = 8,31 \frac{\text{kPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

$PV = nRT$
 $V = \frac{nRT}{P}$
 $V = \frac{1,50 \times 8,31 \times 298}{108}$; $V = 34,4 \text{ L}$

74. Calcule la pression exercée par 1,40 mole de gaz, sachant que le volume est de 23,8 L et la température de 32 °C.

$$P = ?$$

$$n = 1,40 \text{ mol}$$

$$V = 23,8 \text{ L}$$

$$T = 32^\circ\text{C} + 273 = 305 \text{ K}$$

$$PV = nRT \quad P = \frac{nRT}{V} = \frac{1,40 \times 8,31 \times 305}{23,8}; \quad P = 149 \text{ kPa}$$

75. Un récipient de 2,10 L contient de l'ammoniac gazeux à température normale. La pression étant de 85 kPa, calcule le nombre de moles présentes.

$$V = 2,10 \text{ L}$$

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

$$P = 85 \text{ kPa}$$

$$n = ?$$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}; \quad n = \frac{85 \times 2,10}{8,31 \times 273}$$

$$n = 0,079 \text{ mol}$$

76. Quel est le volume occupé par 4,0 mol de méthane à une température de 20,0 °C et une pression de 1,40 atm ?

$$V = ?$$

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

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

$$P = 1,40 \text{ atm}$$

$$1,40 \text{ atm} \rightarrow x \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} \rightarrow 101,3 \text{ kPa}$$

$$x = 141,82 \text{ kPa}$$

$$PV = nRT \quad V = \frac{nRT}{P} = \frac{4,0 \times 8,31 \times 293}{141,82}$$

$$V = \frac{nRT}{P} \quad V = 69 \text{ L}$$

77. Un échantillon de 25,0 g de diazote a un volume de 50,0 L et une pression de 635 mm de Hg. Quelle est la température de ce gaz ?

$$m_{N_2} = 25,0 \text{ g}$$

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

$$P = 635 \text{ mm Hg}$$

$$T = ?$$

$$25,0 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol}$$

$$28 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$x = 0,89285 \dots$$

$$635 \text{ mm Hg} \rightarrow x \text{ kPa}$$

$$760 \text{ mm Hg} \rightarrow 101,3 \text{ kPa}$$

$$x = 84,6388 \text{ kPa}$$

$$PV = nRT$$

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

$$T = \frac{84,6388 \times 50,0}{0,89285 \times 8,31}$$

$$T = 570 \text{ K}$$

78. Combien y a-t-il de moles de dioxyde de carbone pour un volume de 2,0 L à une pression de 100 kPa et une température de 25,0 °C ?

$$n = ?$$

$$V = 2,0 \text{ L}$$

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

$$T = 25,0^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}; \quad n = \frac{100 \times 2,0}{8,31 \times 298}$$

$$n = 0,081 \text{ mol}$$

79. Un ballon stratosphérique contient avant son lancement 0,14 m³ de dihydrogène à une température de 16,0 °C et à une pression de 102 kPa. Calculer son volume lorsqu'il atteindra une altitude de 20,0 km où la température sera de -46,0 °C et la pression de 5,5 kPa.

$$V_1 = 0,14 \text{ m}^3 = 140 \text{ L}$$

$$T_1 = 16,0^\circ\text{C} + 273 = 289 \text{ K}$$

$$P_1 = 102 \text{ kPa}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = -46,0^\circ\text{C} + 273 = 227 \text{ K}$$

$$P_2 = 5,5 \text{ kPa}$$

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

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{102 \times 140 \times 227}{289 \times 5,5}$$

$$V_2 = 2039,358 \dots \text{ L}$$

80. Un gaz occupe 25,2 L à 280 K sous une pression de 108 kPa. Quel sera le nouveau volume occupé si la température augmente de 10 °C et la pression devient égale à 120 kPa ?

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

$$T_1 = 280 \text{ K}$$

$$P_1 = 108 \text{ kPa} = 7^\circ\text{C}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 290 \text{ K} = 7^\circ\text{C} + 10^\circ\text{C} + 273$$

$$P_2 = 120 \text{ kPa}$$

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

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

$$V_2 = \frac{108 \times 25,2 \times 290}{280 \times 120}$$

$$V_2 = 23,5 \text{ L}$$

81. Calcule la pression d'un gaz occupant un volume molaire de 24,5 L à une température de 285 K si, initialement, le gaz est à TPN.

$$\begin{aligned}
 P_2 = ? & \quad P_1 = 101,3 \text{ kPa} & \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} & \quad P_2 = \frac{101,3 \times 22,4 \times 285}{273 \times 24,5} \\
 V_2 = 24,5 \text{ L} & \quad V_1 = 22,4 \text{ L} & & \\
 n_2 = 1 \text{ mol} & \quad n_1 = 1 \text{ mol} & & \\
 T_2 = 285 \text{ K} & \quad T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K} & \quad P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2} & \quad \boxed{P_2 = 96,7 \text{ kPa}}
 \end{aligned}$$

82. Que devient la pression d'un gaz lorsque le volume double et la température absolue diminue de moitié ?

$$\begin{aligned}
 T_1 = T_1 & \quad P_1 = P_1 & \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} & \quad P_2 = \frac{P_1 \times 2 \times \frac{T_1}{2}}{T_1 \times 2 \times 2} & \quad \boxed{P_2 = \frac{P_1}{4}} \\
 P_2 = ? & \quad V_1 = V_1 & & & \\
 V_2 = 2 V_1 & \quad T_2 = \frac{T_1}{2} & & & \\
 T_2 = \frac{T_1}{2} & & & &
 \end{aligned}$$

83. Que devient la pression d'un gaz lorsque le volume et la température absolue triplent ?

$$\begin{aligned}
 P_1 = P_1 & \quad P_2 = P_1 & \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} & \quad P_2 = \frac{P_1 \times 3 \times 3 T_1}{T_1 \times 3 \times 3} & \quad \boxed{P_2 = P_1} \\
 V_1 = V_1 & \quad V_2 = 3 V_1 & & & \\
 T_1 = T_1 & \quad T_2 = 3 T_1 & & & \\
 P_2 = ? & & & & \\
 V_2 = 3 V_1 & & & & \\
 T_2 = 3 T_1 & & & &
 \end{aligned}$$

84. Une certaine quantité de gaz occupe un volume de 45,0 L à une température de 0 °C, sous une pression de 120 kPa. Quel sera son volume lorsque la température atteindra 50 °C, sous une pression de 175 kPa ?

$$\begin{aligned}
 V_1 = 45,0 \text{ L} & \quad P_2 = 175 \text{ kPa} & \quad V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} & \quad V_2 = \frac{120 \times 45,0 \times 323}{273 \times 175} & \quad \boxed{V_2 = 36,5 \text{ L}} \\
 T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273 & & & & \\
 P_1 = 120 \text{ kPa} & & & & \\
 V_2 = ? & & & & \\
 T_2 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323 \text{ K} & & & &
 \end{aligned}$$

85. Un gaz occupe un volume de 50,0 L à une température de 60 °C et sous une pression de 110 kPa. Quelle sera la température si le volume est doublé et que la pression est augmentée de 30 kPa ?

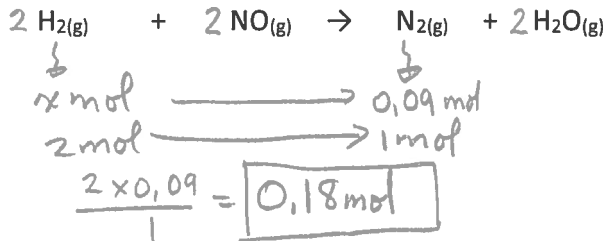
$$\begin{aligned}
 V_1 = 50,0 \text{ L} & \quad V_2 = 2 \times 50,0 \text{ L} = 100,0 \text{ L} & \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} & \quad T_2 = \frac{140 \times 100,0 \times 333}{110 \times 50,0} & \quad \boxed{T_2 = 848 \text{ K}} \\
 T_1 = 60^\circ\text{C} + 273 = 333 \text{ K} & & & & \\
 P_1 = 110 \text{ kPa} & \quad P_2 = 110 \text{ kPa} + 30 \text{ kPa} = 140 \text{ kPa} & & & \\
 T_2 = ? & & & &
 \end{aligned}$$

86. Quelle est la pression exercée par 22,0 grammes de dioxyde de carbone lorsque ce gaz occupe un volume de 25,0 litres à une température de 235 °C ?

$$\begin{aligned}
 P = ? & \quad m_{\text{CO}_2} = 22,0 \text{ g} & \quad 22,0 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} & \quad P V = n R T & \quad P = \frac{n R T}{V} \\
 V = 25,0 \text{ L} & & \quad \frac{12 \text{ g} + (2 \times 16 \text{ g})}{44 \text{ g}} \rightarrow 1 \text{ mol} & & \\
 T = 235^\circ\text{C} + 273 = 508 \text{ K} & & & & \\
 & & \quad x = \frac{22,0 \times 1}{44} & & \\
 & & \quad x = 0,500 \text{ mol} & & \\
 & & & & \quad P = \frac{0,500 \times 8,31 \times 508}{25,0} & \quad \boxed{P = 84,4 \text{ kPa}}
 \end{aligned}$$

92. Calcule le nombre de moles d'hydrogène requises pour former 3,0 litres d'azote sous une pression de 200 kPa et à une température de 800 K.

$$\begin{aligned} n_{H_2} &=? \\ V_{N_2} &= 3,0 \text{ L} \\ P &= 200 \text{ kPa} \\ T &= 800 \text{ K} \\ n_{N_2} &=? \end{aligned}$$



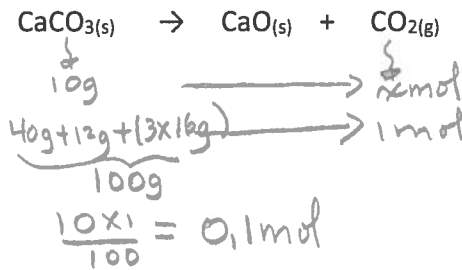
$$PV_{N_2} = n_{N_2} RT$$

$$\frac{200 \times 3,0}{8,31 \times 800} = n_{N_2}$$

$$0,09 \text{ mol} = n_{N_2}$$

93. Calcule le volume de dioxyde de carbone obtenu sous une pression de 101,3 kPa à une température de 300 K si on utilise initialement 10 g de carbonate de calcium.

$$\begin{aligned} V_{CO_2} &=? \\ P &= 101,3 \\ T &= 300 \text{ K} \\ m_{CaCO_3} &= 10 \text{ g} \\ n_{CO_2} & \end{aligned}$$



$$PV_{CO_2} = n_{CO_2} RT$$

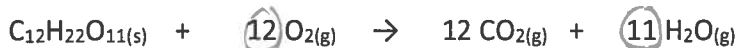
$$V_{CO_2} = \frac{0,1 \times 8,31 \times 300}{101,3}$$

$$\boxed{V_{CO_2} = 2,46 \text{ L}}$$

2,56 ch. sign.

94. La combustion d'une certaine masse de sucre nécessite 3,27 L d'oxygène. Calcule le volume d'eau formé.

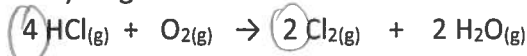
$$\begin{aligned} V_{O_2} &= 3,27 \text{ L} \\ V_{H_2O} &=? \end{aligned}$$



$$\frac{V_{O_2}}{n_{O_2}} = \frac{V_{H_2O}}{n_{H_2O}} ; \frac{3,27 \times 11}{12} = V_{H_2O} ; \boxed{V_{H_2O} = 2,9975 \text{ L}}$$

3,00 L ch. sign.

95. À 450 K et sous une pression de 114 kPa, on fait réagir 0,96 L de chlorure d'hydrogène. Calcule le volume de chlore obtenu.



$$\begin{aligned} T &= 450 \text{ K} \\ P &= 114 \text{ kPa} \\ V_{HCl} &= 0,96 \text{ L} \\ V_{Cl_2} &=? \end{aligned}$$

$$\frac{V_{HCl}}{n_{HCl}} = \frac{V_{Cl_2}}{n_{Cl_2}}$$

$$V_{Cl_2} = \frac{V_{HCl} \times n_{Cl_2}}{n_{HCl}}$$

$$V_{Cl_2} = \frac{0,96 \times 2}{4} ; \boxed{V_{Cl_2} = 0,48 \text{ L}}$$

96. Dans un récipient, on mélange 0,25 mole d'azote et 0,75 mole d'oxygène.

a) Pour chaque molécule d'azote, combien de molécules d'oxygène frapperont les parois ?

Il y aura 3 fois plus de molécules d'oxygène car 3x+ de moles.

b) La pression totale est créée par les collisions de l'azote et de l'oxygène sur les parois. Laquelle de ces deux substances contribue davantage à créer cette pression ? Justifie.

L'oxygène car il y a trois fois plus de molécules d'oxygène que d'azote. Pression et nombre de moles → relation directement proportionnelle.

c) Si la pression exercée par l'azote possède une valeur de x kPa, quelle sera la pression exercée par l'oxygène ?

$$\frac{P_{N_2}}{n_{N_2}} = \frac{P_{O_2}}{n_{O_2}} ; \frac{x \text{ kPa}}{0,25} = \frac{P_{O_2}}{0,75} ; P_{O_2} = x \text{ kPa} \times \frac{0,75}{0,25} = 3x \text{ kPa}$$

d) Sachant que la pression totale est de 101,3 kPa, calcule les pressions partielles de l'azote et de l'oxygène.

$$P_{\text{tot}} = P_{N_2} ; \frac{101,3}{0,25+0,75} = \frac{P_{N_2}}{0,25} ; P_{N_2} = 25,33 \text{ kPa}$$

$$P_{O_2} = 75,98 \text{ kPa}$$

97. La pression atmosphérique au niveau de la mer, à 0°C, est de 101,3 kPa. Sachant que l'air est composé d'environ 20 % d'oxygène et d'environ 80 % d'azote, détermine la pression partielle exercée par l'oxygène ainsi que la contribution de l'azote à la pression atmosphérique.

$P_{O_2} = ?$ (20%)
 $P_{N_2} = ?$ (80%)
 $P_{\text{air}} = 101,3 \text{ kPa}$
 \downarrow
 P_{totale}

101,3 kPa → 100%

P_{O_2} → 20%

$$P_{O_2} = \frac{20\% \times 101,3 \text{ kPa}}{100\%}$$

$$P_{O_2} = 20,26 \text{ kPa}$$

101,3 kPa → 100%

P_{N_2} → 80%

$$P_{N_2} = \frac{80\% \times 101,3 \text{ kPa}}{100\%}$$

$$P_{N_2} = 81,04 \text{ kPa}$$

98. Un mélange gazeux contient 2,0 moles d'oxygène ainsi que 3,0 moles de dioxyde de carbone. Détermine la pression partielle du dioxyde de carbone, sachant que la pression exercée par le mélange gazeux est de 150 kPa.

150 kPa → (2,0 mol + 3,0 mol)

P_{O_2} → 2,0 mol

$$P_{O_2} = \frac{2,0 \text{ mol} \times 150 \text{ kPa}}{5,0 \text{ mol}}$$

$$P_{O_2} = 60 \text{ kPa}$$

150 kPa → 5,0 mol

P_{CO_2} → 3,0 mol

$$P_{CO_2} = \frac{3,0 \times 150 \text{ kPa}}{5,0 \text{ mol}}$$

$$P_{CO_2} = 90 \text{ kPa}$$

99. Un mélange gazeux est obtenu par l'ajout de 16,0 g d'oxygène à 16,0 g de dioxyde de soufre. La pression totale de ce mélange est de 130 kPa. Quelles sont les pressions partielles de chacun des constituants du mélange ?

$$O_2: 16,0 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} ; \frac{16,0 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 0,500 \text{ mol}$$

$$\frac{2 \times 16 \text{ g}}{32 \text{ g}} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

130 kPa → (0,500 + 0,250) mol

P_{O_2} → 0,500 mol

$$P_{O_2} = \frac{0,500 \times 130 \text{ kPa}}{0,75 \text{ mol}}$$

$$P_{O_2} = 86,7 \text{ kPa}$$

$$SO_2: 16,0 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} ; \frac{16,0 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{64 \text{ g}} = 0,250 \text{ mol}$$

$$32 \text{ g} + (2 \times 16 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$$

$$130 \text{ kPa} \rightarrow 0,750 \text{ mol} ; P_{SO_2} \rightarrow 0,250 \text{ mol} ; P_{SO_2} = 43,3 \text{ kPa}$$

100. Voici les pressions partielles des constituants d'un mélange gazeux.
Hélium : 50 kPa, Néon : 100 kPa, Hydrogène : 25 kPa, Oxygène : 125 kPa. Précise si les énoncés ci-dessous sont exacts. Justifie ta réponse.

a) Le nombre de particules de néon est le double de celui des particules d'hélium. Oui, car la $P_{Ne} = 2 P_{He}$

b) La valeur de la pression partielle du néon est le tiers de celle de la pression totale. $P_{Tot} = 300 \text{ kPa}$; $\frac{P_{Ne}}{P_{Tot}} = \frac{100 \text{ kPa}}{300 \text{ kPa}} = \frac{1}{3}$, C'est vrai

c) La masse d'hélium dans le contenant est le double de celle de l'hydrogène.
Faux, c'est le nombre de mol de l'hélium qui est le double du nombre de mol de l'hydrogène.

$P_{He} = 50 \text{ kPa}$
 $P_{H_2} = 25 \text{ kPa}$
 $P_{He} = 2$ fois la pression du dihydrogène
donc l'hélium a 2 fois plus de mol que l'hydrogène.

