

EXERCICE I

L'air est un **gaz** : il est **compressible** et **expansible**.

L'espace **vide** entre les **molécules** du gaz peut en effet **augmenter** ou **diminuer**.

L'air exerce une **pression** sur tout ce qui l'entoure. L'unité **légal**e de pression est le **Pascal**, noté **Pa**.

On mesure la **pression** d'un gaz à l'aide d'un **manomètre**, d'un **baromètre** ou d'un **capteur électronique** de pression.

Dans les **conditions** habituelles, la pression **atmosphérique** au niveau de la **mer**, mesurée avec un **baromètre**, est de **1013 hPa**.

La pression de l'air **diminue** quand le volume qu'il occupe **augmente**, et **augmente** quand le volume **diminue**.

Dans les **conditions** usuelles, c'est-à-dire sous la **pression** atmosphérique normale (1013 hPa) et à la **température** de 25°C :

1 litre d'air a une **masse** voisine de 1,3 g.

Comme l'air, tous les **gaz** sont **pesants**.

EXERCICE II

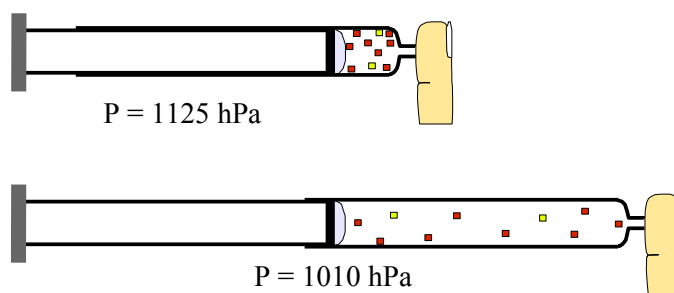
a. A l'intérieur de la seringue, la pression a variée, elle a diminué puisqu'elle est passée de 1125 hPa à 1010 hPa.

b. Le volume a varié. Puisque la pression dans la seringue bouchée a diminué, le volume a augmenté.

c. Puisque la seringue est bouchée, le nombre de molécules ne changent pas et la masse ne varie pas, elle reste la même.

d. Si le volume augmente, l'air est expansé.

e. Voir schémas ci-contre.



EXERCICE III

a. Les particules noires sont quatre fois plus nombreuses que les molécules blanches, elles correspondent donc aux molécules de diazote (4/5 de l'air) et les particules blanches sont donc celles de dioxygène (1/5 de l'air).

b. La pression dépend du nombre de chocs des particules sur les parois du récipient. Elle est donc liée au nombre de particules dans un volume donné. Plus les particules sont serrées, plus la pression est élevée. Les récipients A et D ont le même volume (le même espace disponible) mais D contient plus de particules que A, on a donc $P_A < P_D$. En utilisant le même raisonnement, avec les récipients B et C, on obtient : $P_C < P_B$. Pour finir, il faut comparer les récipients C et D. D a un volume deux fois plus grand que C mais il contient aussi deux fois plus de molécules, les pressions dans ces deux récipients sont donc égales et on peut donc écrire $P_A < P_C = P_D < P_B$.

c. Le volume correspond à l'espace disponible dans les récipients. La comparaison des volumes est donc encore plus simple. On obtient $V_B = V_C < V_A = V_D$.

d. La masse est liée au nombre de molécules dans le récipient. Leur comparaison donne donc :

$$m_A = m_C < m_B = m_D.$$

EXERCICE IV

a. Puisque, dans les conditions normales de température et de pression, 22,4 L de dioxygène ont pour masse 32 g, il suffit pour trouver la masse d'un litre de dioxygène de diviser cette masse par 22,4. On obtient donc : $m_1 = \frac{32}{22,4} = 1,43$ g.

b. Puisque, dans les conditions normales de température et de pression, 22,4 L de diazote ont pour masse 28 g, il suffit pour trouver la masse d'un litre de diazote de diviser cette masse par 22,4. On obtient donc : $m_2 = \frac{28}{22,4} = 1,25$ g.

c. L'air étant formé de 20 % de dioxygène et de 80 % de diazote, 1 litre d'air est donc le mélange de 0,2 L de dioxygène (20 % d'un litre) et de 0,8 L de diazote (80 % d'un litre). La masse m d'un litre d'air est donc égale à la somme de la masse de 0,2 L de dioxygène et de celle de 0,8 L de diazote. L'utilisation de la formule donnée dans l'énoncé nous donne donc pour la masse d'un litre d'air dans les conditions normales de température et de pression

$$m = \frac{20}{100} \times m_1 + \frac{80}{100} \times m_2 = 0,2 \times 1,43 + 0,8 \times 1,25 = 1,29$$
 g.