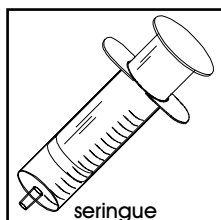


BUTS

Etudier les paramètres qui interviennent sur le comportement des gaz et introduire l'hypothèse d'Avogadro.

MATERIEL

1 seringue de 100 ml, 1 tige de métal, 1 balance de précision, 1 ordinateur, 1 logiciel ("Molecules in Motion").



REACTIFS

Air ($\approx 80\%$ azote N_2 + $\approx 20\%$ oxygène O_2 + composés en traces).

Air
étatmélange de gaz
MM _{moyenne} ≈ 28.8 g/mol
CH
F

RECOMMANDATIONS

Les menus et options spécifiques au logiciel sont mentionnés sous la forme <ORDRE>. Avant de solliciter une aide sur l'utilisation du logiciel, consulter attentivement ce dernier.

MANIPULATIONS
ET DISCUSSION

LA MASSE DE L'AIR

On dit couramment "tomber dans le vide", mais l'air existe et a une masse! L'expérience ci-dessous permet de le prouver.

1. Peser une seringue de 100 ml remplie d'air et une tige métallique sur une balance de précision.

Annuler la tare de la balance.

2. Vider l'air de la seringue puis, après avoir fermé la vanne, tirer **fortement** sur le piston afin de créer un vide d'air correspondant à 100 ml.

Enfiler la tige métallique dans le trou pratiqué dans le piston, pour empêcher ce dernier de revenir en arrière.

Peser à nouveau l'ensemble seringue-tige.

? 1. Quelle est la masse de 100 ml d'air?

Un Anglais tombe dans le vide

Un skieur britannique est tombé dans un gouffre de 40 mètres, alors qu'il se trouvait en secteur hors piste, à 2200 mètres d'altitude, près de la station de Flaine (Haute-Savoie).

La victime, âgée de 54 ans, avait déchaussé ses skis pour voir de plus près un gouffre qui se trouve non loin du télésiège des Perdrix. Alors qu'il se trouvait sur le bord du trou, il a perdu l'équilibre et est tombé. - (ap)

? 2. Déterminer la masse volumique de l'air, en grammes par litre (g/l) et en kilogramme par mètre cube (kg/m³).

? 3. Pour quelle raison est-il difficile de tirer le piston?

Est-ce que "la Nature a horreur du vide", comme il était affirmé avant le XVI^{ème} siècle? Justifier la réponse.

3. Charger le logiciel "Molecules in Motion" sur un Macintosh, puis procéder aux essais ci-dessous permettant de décrire le comportement d'un gaz lorsque différentes grandeurs physiques sont modifiées.

EFFET DE LA TEMPERATURE

4. A l'écran apparaissent deux compartiments contenant des molécules à l'état gazeux.

Modifier la température d'un des compartiments en agissant sur le curseur <TEMPERATURE> qui lui est associé.

Observer les modifications apparentes.

? 4. Donner une définition de la température qui tient compte des observations.

EFFET DE LA PRESSION

5. Réinitialiser les conditions de départ au moyen du bouton <RESET>.

Au moyen du curseur adéquat, augmenter le nombre de molécules gazeuses dans l'un des compartiments, de 10 en 10 en commençant par 0.

Observer sur l'indicateur approprié la progression de la pression dans le compartiment.

? 5. Que constate-t-on lorsque le nombre de molécules augmente? Donner une définition de la pression qui tient compte des observations.

EFFET DE LA TAILLE DES MOLECULES

6. Réinitialiser les conditions de départ au moyen du bouton <RESET>.

A l'aide des curseurs adéquats, régler la température aux environs de 100 K. Fixer la masse des molécules à 20 uma dans l'un des compartiments et à 100 uma dans l'autre compartiment.

Observer la variation de pression dans les deux compartiments.

? 6. Si le nombre de molécules est le même dans les deux compartiments, quelle est l'influence de leur taille sur les pressions observées? Proposer une explication pour tenir compte de cette observation.

EFFET DU VOLUME

7. A l'aide du curseur <NUMBER>, vider l'un des compartiments et augmenter la pression jusqu'au maximum de la jauge dans l'autre compartiment. Retirer la barrière qui sépare les deux compartiments en cliquant le bouton approprié; cette action a pour effet de doubler le volume du compartiment résultant.

Observer la variation de pression résultante.

? 7. Quelle est l'influence de la variation de volume des compartiments sur la pression résultante? Proposer une explication pour tenir compte de cette observation.

EFFET DE LA DIFFUSION

8. A l'aide des curseurs appropriés, introduire quelques grosses molécules rouges à basse température dans le compartiment de gauche et beaucoup de petites molécules bleues à température moyenne dans le compartiment de droite.

Retirer la barrière qui sépare les deux compartiments et observer la variation de pression résultante.

- ? 8. Comment évolue la pression? Indiquer quels sont les facteurs qui influencent la vitesse de diffusion des molécules gazeuses.

CONCLUSION

- ? 9. Indiquer tous les paramètres qui agissent sur la pression dans les compartiments.
- ? 10. Si la pression et la température sont maintenues constantes et égales dans les deux compartiments, que peut-on dire du nombre de molécules gazeuses et de leur taille?

ORIGINE DE L'HYPOTHESE D'AVOGADRO

- ◆ Amedeo Avogadro (1776-1856), Comte de Quaregna et Cerrato, dont une caricature figure ci-contre, était professeur de physique-chimie et de mathématiques au Collège Royal de Vercelli au Piémont. L'essentiel de ses travaux dans le cadre de l'Académie royale des sciences de Turin a été écrit en français.



- ◆ En s'inspirant des travaux de Gay-Lussac, il formule en 1811 la fameuse hypothèse qui le rendit célèbre. On la trouve dans le Journal de Physique, numéro 73, page 58, dont un extrait figure ci-dessous, en français de l'époque:

«Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons»

...Il faut donc admettre qu'il y a aussi des rapports très simples entre les volumes des substances gazeuses, et le nombre des molécules simples ou composés qui les forment. L'hypothèse qui se présente la première à cet égard, et qui paroît même la seule admissible, est de supposer que le nombre des *molécules intégrantes* dans les gaz quelconques, est toujours le même à volume égal, ou est toujours proportionnel aux volumes. En effet si on supposoit que le nombre des molécules contenues dans un volume donné fût différent pour les différens gaz, il ne seroit guère possible de concevoir que la loi qui présideroit à la distance des molécules pût donner, en tout cas, des rapports aussi simples que les faits que nous venons de citer, nous obligent à admettre entre le volume et le nombre des molécules.

- ◆ Ce n'est que vers les années 1840-1860 que la justesse de cette hypothèse a été reconnue par la communauté scientifique européenne. Elle seule pouvait expliquer valablement la constitution de la molécule d'eau H₂O qui est donnée pour la première fois correctement dans la suite du texte d'Avogadro où il faut "traduire" le mot molécule par celui d'atome:

...D'un autre côté, comme on sait que le rapport des volumes de l'hydrogène à l'oxygène dans la formation de l'eau est de 2 à 1, il s'ensuit que l'eau résulte de l'union de chaque molécule d'oxygène avec deux molécules d'hydrogène.

Dalton (1766-1844) pensait jusqu'alors que l'eau était formée d'un atome d'hydrogène et d'un atome d'oxygène.

LOI D'AVOGADRO

- ◆ On peut résumer l'hypothèse d'Avogadro par la définition moderne suivante: **Dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de gaz différents contiennent toujours le même nombre de molécules.**

Par exemple, 22.711 litres de O₂ (oxygène) ou de CO₂ (dioxyde de carbone) ou de CH₄ (méthane) contiennent toujours $6.022 \cdot 10^{23}$ molécules, pour une pression de 10⁵ pascals et une température de 0 Kelvin.

- ◆ Le modèle précédent permet de bien vérifier la loi des gaz parfaits abordées en cours de physique:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ et } (P_1 \cdot V_1) / T_1 = (P_2 \cdot V_2) / T_2$$

P: pression [Pa]

V: volume [m³]

n: nombre de moles [mol]

R: constante des gaz parfaits; $R = 8.3145 \text{ [J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}]$

T: température absolue [K]

PREPARATION

Expérience pour un groupe de 2 étudiants.**1. Ordinateur, logiciel:**

6 ordinateurs Macintosh munis de "Molecules in Motion" sont nécessaires. S'assurer à l'avance que les ordinateurs sont réservés pour la date de l'expérience.

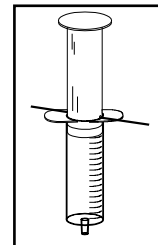
2. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:

1 seringue de 100 ml; le piston doit être troué au préalable à son extrémité inférieure de manière à permettre le passage d'une tige métallique (voir la figure ci-contre)

1 tige de métal (p.ex. clou)

1 balance de précision

1 ordinateur Macintosh avec logiciel "Molecules in Motion"

**3. Durée de l'expérience:**

Environ 90 min de manipulations et de travail à l'ordinateur.

DISCUSSION

? 1. Quelle est la masse de 100 ml d'air?

La masse d'air pesée dans la seringue est proche de 0.12-0.15 g. Cette masse expérimentale est d'ailleurs en accord avec la masse qui découle de la loi d'Avogadro: 100 ml d'air correspondent à $4.46 \cdot 10^{-3}$ moles d'air. L'air est constitué principalement d'azote ($\approx 80\%$) et d'oxygène ($\approx 20\%$), et sa masse molaire moyenne est de 28.8 g/mol approximativement. Par conséquent, la masse théorique de 100 ml d'air est de 0.129 g.

? 2. Déterminer la masse volumique de l'air, en grammes par litre (g/l) et en kilogramme par mètre cube (kg/m³).

Si l'on considère qu'à température ambiante 100 ml d'air pèsent 0.129 g, la masse volumique de l'air est de 1.29 g/l, c'est-à-dire de 1.29 kg/m³.

? 3. Pour quelle raison est-il difficile de tirer le piston?

Est-ce que "la Nature a horreur du vide", comme il était affirmé avant le XVI^{ème} siècle? Justifier la réponse.

Il est difficile de tirer le piston car l'obtention d'un vide nécessite un travail mécanique, donc la consommation d'une certaine quantité d'énergie. D'autre part, l'atmosphère ambiante exerce une force contraire sur le piston et tend à équilibrer les pressions à l'intérieur et à l'extérieur de la seringue.

En ce sens, la Nature a horreur du vide, puisque les molécules gazeuses, libres de leur mouvement, tendent naturellement à occuper le volume mis à leur disposition. Il est donc plus difficile, à une pression donnée, de vider un récipient de son contenu en gaz que de le remplir.

Par exemple, les avions volent sous pressurisation afin d'éviter les désagréments causés par l'altitude. Au delà de 8000 m, la raréfaction de l'air devient dangereuse pour l'organisme. La pressurisation des avions de ligne correspond à la pression ressentie à ≈ 2000 m. Si un hublot éclate à 12000 m, par exemple, l'air contenu dans l'avion s'échappe irrémédiablement de l'habitacle, afin d'équilibrer naturellement les pressions à l'intérieur et à l'extérieur.

? 4. Donner une définition de la température qui tient compte des observations.

La température correspond au degré d'agitation des molécules individuelles de gaz. La température est la manifestation tangible de l'énergie cinéti-

que des molécules soumises à l'agitation thermique. Formellement, la température est définie comme la condition d'un corps qui détermine le transfert de chaleur vers d'autres corps ou de ceux-ci.

L'échelle fondamentale de température est l'échelle absolue, thermodynamique, ou Kelvin. Elle décrit l'énergie cinétique d'une molécule de gaz parfait; le zéro absolu (0 K) correspond à $-273.16\text{ }^{\circ}\text{C}$.

? 5. Que constate-t-on lorsque le nombre de molécules augmente? Donner une définition de la pression qui tient compte des observations.

Lorsque le nombre de molécules augmente, la pression mesurée augmente dans le compartiment.

En effet, à température constante (c'est-à-dire sans modification de la vitesse des molécules et donc sans modification de leur énergie cinétique), la probabilité de chocs entre molécules et de chocs des molécules contre les parois du compartiment augmente lorsque leur concentration augmente. La pression exprime par conséquent la fréquence des collisions .

? 6. Si le nombre de molécules est le même dans les deux compartiments, quelle est l'influence de leur taille sur les pressions observées? Proposer une explication pour tenir compte de cette observation.

Similairement au cas précédent, l'augmentation de la taille des molécules gazeuses accroît la pression mesurée dans le compartiment, puisque la probabilité de chocs est plus élevée et que le choc d'une molécule volumineuse contre les parois est plus intense.

Cependant, la vitesse des molécules gazeuses de plus grande dimension décroît légèrement et tend à contrebalancer cet effet.

? 7. Quelle est l'influence de la variation de volume des compartiments sur la pression résultante? Proposer une explication pour tenir compte de cette observation.

Lorsque les molécules d'un compartiment peuvent se mouvoir dans le compartiment vide, la pression diminue d'un facteur 2 (dans le cas précis de l'expérience, où les deux compartiments ont le même volume).

Comme précédemment, ceci s'explique par le fait que l'espace entre les molécules diminue et que la probabilité de chocs décroît d'autant. On constate qu'à température constante et à nombre de molécules constant, la pression exercée par ces molécules dans le compartiment est inversement proportionnelle au volume du compartiment.

? 8. Comment évolue la pression? Indiquer quels sont les facteurs qui influencent la vitesse de diffusion des molécules gazeuses.

La pression est fonction de la vitesse de diffusion des molécules gazeuses. En d'autres termes, la vitesse à laquelle les molécules se meuvent dépend directement de la température et inversement de la taille des molécules.

? 9. Indiquer tous les paramètres qui agissent sur la pression dans les compartiments.

La pression est directement reliée à la température, au nombre de molécules présentes et à la vitesse de diffusion des molécules.

En revanche, la pression est inversement reliée au volume du compartiment et à la taille des molécules gazeuses.

? 10. Si la pression et la température sont maintenues constantes et égales dans les deux compartiments, que peut-on dire du nombre de molécules gazeuses et de leur taille?

Pour que la pression et la température soient maintenues constantes dans les deux compartiments, il est nécessaire que les molécules de grande taille soient plus nombreuses que les petites molécules.

En effet, la vitesse de diffusion plus faible des grandes molécules doit être contrebalancée par une augmentation de la probabilité de chocs contre les parois; cette probabilité croît lorsque les molécules sont plus concentrées.