

**100%**  
**1<sup>re</sup> année**  
**Santé**

*Médecine – Pharmacie*  
*Dentaire – Sage-Femme*

Salah Belazreg

# PHYSIQUE

**VISA** pour la **1<sup>re</sup> année Santé**

**Préparer et réussir son  
entrée en PACES/L1 Santé**

- Toutes les notions du Lycée requises
- Des QCM
- Des exercices
- Tous les corrigés détaillés
- Des conseils pour bien démarrer son année

**2<sup>e</sup> édition**

**EdiScience**

## 1. Aspect microscopique d'un gaz

### Les molécules d'un gaz sont-elles en mouvement ?

Un gaz est formé de molécules (ou d'atomes) suffisamment éloignées les unes des autres et qui s'agitent en tous sens.

- **Un gaz est un milieu dilué.** En effet, à pression ordinaire, le volume propre des molécules constituant le gaz est des milliers de fois plus petit que le volume total au sein duquel évoluent ces molécules.
- **Un gaz est un milieu désordonné :** l'agitation des molécules est permanente. Au cours de leur mouvement, les molécules s'entrechoquent ou rebondissent sur les parois du récipient qui les contient. Entre deux chocs successifs, le mouvement est pratiquement rectiligne uniforme. Comme les chocs ont lieu au hasard, la trajectoire d'une molécule d'un gaz peut être considérée comme une ligne brisée (trajectoire en zig-zag) (Fig.4.1).

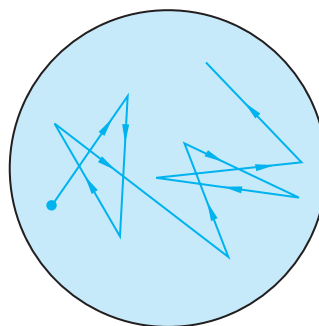


Figure 4.1

Cette agitation désordonnée des molécules est appelée **mouvement brownien** (mouvement décrit pour la première fois par le biologiste Robert Brown en 1827).

Le mouvement brownien est une manifestation directe de l'agitation incessante, appelée **agitation thermique**, qui anime les molécules d'un gaz.

**En résumé :**

**D'un point de vue microscopique, un gaz est un ensemble de molécules éloignées et indépendantes les unes des autres en perpétuel mouvement.**

La plupart des gaz sont constitués de molécules, mais il existe des gaz d'atomes (gaz rares) et des gaz d'ions (les plasmas)

Dans les conditions ordinaires, une molécule subit environ 10 milliards de chocs par seconde.



Aux faibles pressions, les gaz réels tendent vers l'état parfait.

## Qu'est-ce qu'un gaz parfait ?

Le modèle des gaz parfaits est défini à partir d'hypothèses :

Un gaz parfait est constitué de molécules assimilables à des sphères dures dont le diamètre est négligeable devant la distance moyenne séparant les molécules. De même, les molécules sont sans interaction entre elles et les collisions entre molécules (et molécules et parois) sont supposées élastiques.

En résumé :

- Le volume offert au gaz est pratiquement égal au volume du récipient ;
- entre deux chocs consécutifs, le mouvement des molécules est rectiligne uniforme ;
- l'énergie microscopique des molécules est purement cinétique.

## De quelle grandeur dépend l'énergie cinétique d'une molécule d'un gaz parfait ?

En L1 Santé/PACES, vous montrerez que la valeur moyenne de l'énergie cinétique de translation des molécules ne dépend que de la température :

$$\mathcal{E}_c = \frac{3}{2}k_B T$$

$\mathcal{E}_c$  : énergie cinétique moyenne de translation en J

$k_B = \frac{R}{N_A}$  : constante de Boltzmann en J. K<sup>-1</sup>

$T$  : température absolue en K

## Toutes les molécules d'un gaz ont-elles la même vitesse ?

Les chocs modifient de façon aléatoire les vitesses des molécules. À un instant  $t$  donné, les vitesses sont donc réparties au hasard.

Des calculs statistiques permettent de calculer les valeurs moyennes des vitesses pour chaque température. Ces vitesses sont réparties selon une distribution continue appelée **fonction de distribution** des vitesses (**Distribution de Maxwell-Boltzmann**) (Fig.4.2).

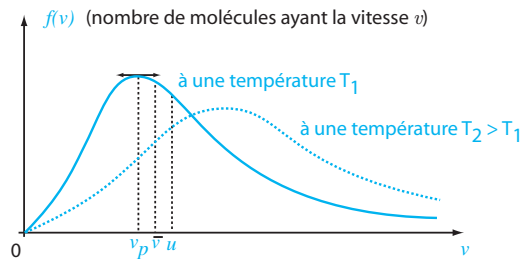


Figure 4.2

- Dans l'interprétation microscopique intervient la **vitesse quadratique moyenne** notée  $u$ .



Les vitesses  $v_p$ ,  $\bar{v}$  et  $u$  sont proportionnelles à  $\sqrt{T}$ .

Si  $v_i$  représente la vitesse de  $N_i$  molécules, la vitesse quadratique moyenne est définie par :

$$u^2 = \frac{\sum_i N_i v_i^2}{N}$$

soit  $u = \sqrt{\frac{\sum_i N_i v_i^2}{N}}$

$u$  : vitesse quadratique moyenne  
 $N_i$  : nombre de molécules se déplaçant à la vitesse  $v_i$   
 $N = \sum_i N_i$  : nombre total de molécules

Ainsi l'énergie cinétique moyenne de translation d'une molécule s'écrit :

$$\mathcal{E}_c = \frac{1}{2} m u^2$$

$\mathcal{E}_c$  : énergie cinétique moyenne de translation en J  
 $m$  : masse d'une molécule en kg  
 $u$  : vitesse quadratique moyenne en  $\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$

- Le maximum de la **fonction de distribution** correspond à la vitesse la plus probable pour une molécule. Cette vitesse est notée  $v_p$ .
- La vitesse notée  $\bar{v}$ , vitesse comprise entre la vitesse la plus probable  $v_p$  et la vitesse quadratique moyenne  $u$ , intervient lors de la diffusion des molécules.

## Quelle est l'origine physique de la pression d'un gaz ?

- La pression dans un gaz est interprétée comme la force moyenne par unité de surface résultant des chocs des molécules sur les parois de l'enceinte (Fig.4.3), soit :

$$P = \frac{F}{S}$$

$P$  : pression en Pa  
 $F$  : force de pression en N  
 $S$  : surface en  $\text{m}^2$

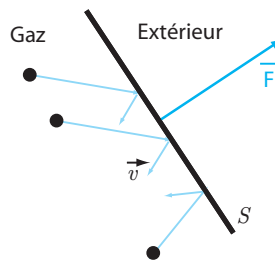


Figure 4.3

- Un calcul de la pression par la méthode des collisions montre que :

$$P = \frac{2}{3} n_v \mathcal{E}_c$$

avec  $\mathcal{E}_c = \frac{1}{2} m u^2$

$P$  : pression cinétique en Pa  
 $n_v = \frac{N}{V}$  : nombre de molécules par unité de volume  
 $\mathcal{E}_c$  : énergie cinétique moyenne de translation d'une molécule en J



L'interprétation microscopique de la pression d'un gaz fut proposée par Bernoulli en 1738.



La démonstration détaillée est donnée dans le manuel de physique L1 Santé/PACES de la même collection.

## 2. Aspect macroscopique d'un gaz



Les grandeurs ci-contre sont souvent données en unités non-S.I ou en sous multiples d'une unités S.I. Il faudrait donc penser aux conversions. On rappelle que :

- pour la pression,
  - $1,0 \text{ bar} = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
  - et que  $1,0 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ;
- pour la température,  $T \text{ (en K)} = \theta \text{ (en } ^\circ\text{C)} + 273,15$  ;
- pour le volume,
  - $1,0 \text{ L} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
  - $= 1,0 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$ .

### Quelles sont les grandeurs qui permettent la description d'un gaz ?

Il est impossible de connaître le comportement de chacune des molécules constituant le gaz : leur nombre est très élevé et leurs mouvements sont très désordonnés.

L'état d'un gaz dépend de quatre paramètres ou grandeurs macroscopiques :

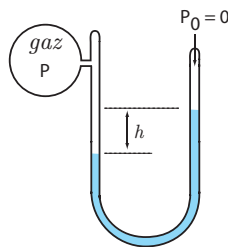
- la pression  $P$  dont l'unité S.I est le pascal ( Pa ) ;
- la température  $T$  dont l'unité S.I est le kelvin ( K ) ;
- le volume  $V$  du gaz dont l'unité S.I est le mètre cube (  $\text{m}^3$  ) ;
- la quantité de matière  $n$  du gaz dont l'unité S.I est la mole ( mol ).

### Comment mesure-t-on la pression d'un gaz ?

#### Mesure de la pression d'un gaz quelconque

Les appareils les plus couramment utilisés pour mesurer la pression d'un gaz sont les manomètres. Il existe deux types de manomètres : les manomètres métalliques et les manomètres à liquide.

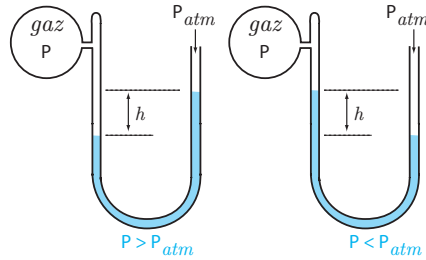
- Les **manomètres métalliques** : ce sont des appareils que l'on met en communication directe avec le récipient qui contient le gaz. La mesure de pression se fait par simple lecture.
- Les **manomètres à liquide** : ils sont constitués par un tube en U contenant un liquide de masse volumique  $\rho$ . L'une des branches est en communication directe avec le gaz dont on veut mesurer la pression  $P$  ; l'autre branche est soit sous vide (pression  $P_0 = 0$ ) (Fig.4.4), soit en communication avec l'atmosphère dont la pression est  $P_{atm}$  (Fig.4.5).



La dénivellation  $h$  est proportionnelle à la pression  $P$  à mesurer :

$$P = \rho gh$$

Figure 4.4



La dénivellation  $h$  est proportionnelle à  $|P - P_{atm}|$  :

$$P = P_{atm} \pm \rho gh$$

Figure 4.5

## Mesure de la pression atmosphérique

La mesure de la pression atmosphérique se fait à l'aide d'un baromètre.

Il existe deux types de baromètres : les baromètres métalliques et les baromètres à mercure.

- Les **baromètres métalliques** : la lecture de la valeur de la pression atmosphérique se fait directement sur un cadran gradué.
- Les **baromètres à mercure** : ils sont fondés sur le principe de l'expérience de Torricelli.

La pression atmosphérique  $P_{atm}$  agit sur la surface libre du mercure (Fig.4.6).

La force pressante étant compensée par le poids de la colonne de mercure de hauteur  $h$ , il s'ensuit :

$$P_{atm} = \rho_{Hg} gh$$

Une autre unité de pression : le millimètre de mercure.

De la relation précédente, il en résulte :

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

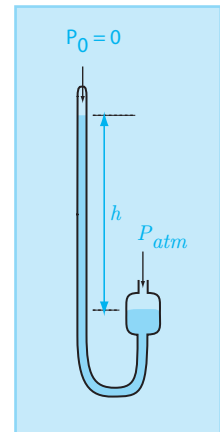


Figure 4.6

## Comment s'écrit l'équation d'état du gaz parfait ?

Les quatre paramètres, pression  $P$ , température  $T$ , volume  $V$  du gaz et quantité de matière sont liés par la relation appelée équation d'état des gaz parfaits :

$$PV = nRT$$

$P$  : pression en Pa

$V$  : volume du gaz en  $\text{m}^3$

$n$  : quantité de matière en mol

$T$  : température en K

$R$  : constante des gaz parfaits en  $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

L'équation d'état des gaz parfaits résume l'ensemble des propriétés des gaz connues sous le nom de :

- **Loi de Boyle-Mariotte** (1662)

À température constante et pour une quantité de matière donnée d'un gaz, le produit de la pression  $P$  du gaz par le volume  $V$  occupé par ce gaz est constant, soit :

$$PV = cste \text{ à } T \text{ et } n \text{ constants}$$

- **Loi de Charles** (1787)

La pression  $P$  d'une quantité donnée de gaz, dont le volume est maintenu constant, est telle que :

$$\frac{P}{T} = cste \text{ à } V \text{ et } n \text{ constants}$$

- **Loi de Gay-Lussac** (1802)

À pression constante, le volume occupé par une quantité de matière donnée d'un gaz parfait est proportionnel à la température absolue, soit :

$$\frac{V}{T} = cste \text{ à } P \text{ et } n \text{ constants}$$

- **Loi d'Avogadro-Ampère** (1811)

Dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de gaz différents contiennent le même nombre de molécules.

- **Mélange de gaz parfaits – Loi de Dalton** (1801)

La pression totale exercée par un mélange de gaz parfaits est égale à la somme des pressions partielles des constituants, soit :

$$P = \sum_i P_i \quad \text{avec } P_i = X_i P$$

$P$  : pression totale du mélange

$P_i$  : pression partielle du gaz  $i$

$X_i = \frac{n_i}{n}$  : fraction molaire du gaz  $i$

$n = \sum_i n_i$  : quantité de matière totale

Tout se passe comme si le mélange était formé de différents gaz parfaits  $i$  de  $n_i$  moles occupant indépendamment les uns des autres tout le volume  $V$  aux pressions

$$P_i = n_i \frac{RT}{V}.$$

## Comment définit-on un système ?

Un système est l'ensemble d'éléments (que l'on étudie) séparé du reste de l'univers (milieu extérieur) par une frontière (paroi) :

- le système est dit **ouvert** si la paroi est perméable ;
- le système est dit **fermé** si la paroi est imperméable ;
- le système est dit **isolé** s'il n'existe aucun échange avec le milieu extérieur.

## Quels sont les paramètres d'état ?

L'état d'un système est défini par l'ensemble de ses propriétés macroscopiques instantanées par des paramètres d'états. Ce sont les **grandeurs extensives** (masse, volume, force de pression...) ou **intensives** (masse volumique, température...).

## Comment évolue un gaz lors des différentes transformations ?

Définissons d'abord ce qu'est une transformation.

Une transformation est le passage d'un état initial à un état final.

La transformation est dite réversible dans le cas d'une succession d'états d'équilibres voisins tels que l'on puisse repasser par les états antérieurs.

Le passage d'un état (1) à un état (2) sera représenté par :

$$\begin{array}{ccc} \text{État (1)} & \xrightarrow{\text{(transformation)}} & \text{État (2)} \\ (P_1, T_1, V_1) & & (P_2, T_2, V_2) \end{array}$$

La transformation peut être :

- **isobare**, la pression  $P$  est constante en tout point du système ;
- **isotherme**, la température  $T$  est constante en tout point du système ;
- **isochore**, le volume  $V$  du système reste constant ;
- **adiabatique**, il n'y a aucun échange de chaleur avec le milieu extérieur.

Souvent, on représente l'évolution d'un système dans un diagramme  $(P, V)$ , appelé **diagramme de Clapeyron**, donnant l'évolution de la pression  $P$  en fonction du volume  $V$ .

Pour les transformations isobare, isotherme et isochore, on obtient les courbes de la figure 4.7 :

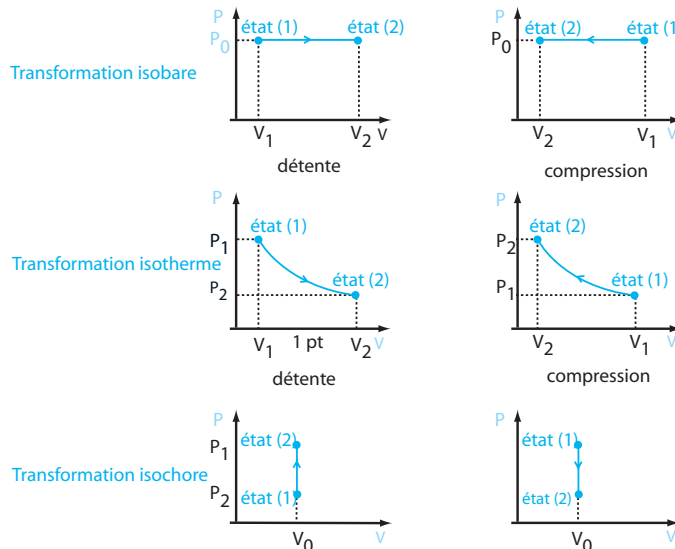


Figure 4.7



Les coordonnées  $(P, V)$  sont appelées coordonnées de Clapeyron.



Dans les coordonnées de Clapeyron, une isotherme est représentée par une branche d'hyperbole d'équation  $P = \frac{cV}{V}$ .



## Synthèse

### Je sais définir

- un gaz parfait,
- une transformation,
- un système ouvert, un système fermé et un système isolé.

### Je connais

- l'origine physique de la pression d'un gaz,
- les grandeurs qui permettent la description d'un gaz,
- le principe de la mesure de la pression d'un gaz,
- le principe des différents manomètres,
- les différentes lois : loi de Boyle-Mariotte, loi de Charles, loi de Gay-Lussac, loi d'Avogadro-Ampère et la loi de Dalton,
- les différentes transformations.

### Je sais

- de quelle grandeur dépend l'énergie cinétique d'une molécule d'un gaz parfait,
- écrire l'équation d'état d'un gaz parfait,
- représenter les différentes transformations dans le diagramme de Clapeyron.

## QCM

### 4.1 Quelles affirmations sont exactes ?

- a. Pour toute transformation d'un gaz parfait, lorsque le volume est multiplié par 2, la pression est divisée par 2.
- b. À pression et volume constants, la température d'un gaz parfait est proportionnelle à la masse  $m$  du gaz.
- c. La masse volumique d'un gaz parfait dépend uniquement de la pression  $P$  du gaz.
- d. La vitesse quadratique moyenne des molécules du dihydrogène pris à la température de  $27\text{ }^\circ\text{C}$  est d'environ  $61\text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ .
- e. Si  $u$  représente la vitesse quadratique moyenne alors la pression cinétique est donnée par :

$$P = \frac{1}{3}n_v m u^2 \quad \left| \begin{array}{l} m : \text{masse d'une molécule} \\ n_v : \text{densité moléculaire} \end{array} \right.$$

**4.2** • Dans un récipient, on introduit une masse  $m_1 = 2,8\text{ g}$  de diazote et une quantité  $n_2 = 0,30\text{ mol}$  d'argon.

Le mélange se trouve à la pression  $P_0 = 1,0 \cdot 10^5\text{ Pa}$ .

Les fractions molaires en diazote et en argon sont :

- a. 0,40 et 0,60
- b. 0,25 et 0,75

c. La pression partielle de l'argon est  $P_{\text{Ar}} = 7,5 \cdot 10^4\text{ Pa}$

- On ajoute au mélange précédent une masse  $m_3 = 4,4\text{ g}$  de dioxyde de carbone. La pression de l'ensemble est maintenue à  $P_0 = 1,0 \cdot 10^5\text{ Pa}$ .

Les pressions partielles de diazote, d'argon et de dioxyde de carbone sont respectivement :

- d.  $2,5 \cdot 10^4\text{ Pa}$ ,  $5,0 \cdot 10^4\text{ Pa}$  et  $2,5 \cdot 10^4\text{ Pa}$
- e.  $2,0 \cdot 10^4\text{ Pa}$ ,  $6,0 \cdot 10^4\text{ Pa}$  et  $2,0 \cdot 10^4\text{ Pa}$

**4.3** Deux récipients, notés (1) et (2), de volume  $V_1$  et  $V_2$  peuvent communiquer entre eux par un robinet R (Fig. 4.8).

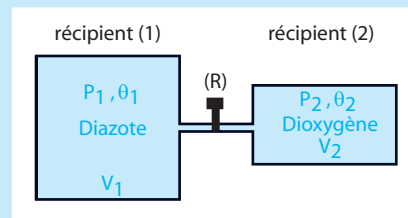


Figure 4.8

Le récipient (1) contient du diazote à la pression  $P_1 = 1,5$  bar et à la température  $\theta_1 = 15$  °C. Le récipient (2) contient du dioxygène à la pression  $P_2 = 2,0$  bar et à la température  $\theta_2 = 15$  °C.

On ouvre le robinet R : les deux gaz diffusent l'un dans l'autre. À l'équilibre, on obtient un mélange à la température  $\theta_f = 15$  °C.

La pression  $P$  du mélange vaut :

- a. 1,75 bar                       b. 1,66 bar

Les pressions partielles des gaz sont :

- c.  $P(\text{N}_2) = 1,20$  bar et  $P(\text{O}_2) = 0,55$  bar

La masse molaire du mélange est de :

- d.  $29,6$  g.mol<sup>-1</sup>                       e.  $29,3$  g.mol<sup>-1</sup>

Données :

- Les gaz sont supposés parfaits.
- $V_1 = 100$  L et  $V_2 = 50$  L.

- Masses molaires atomiques en g.mol<sup>-1</sup> : Azote N : 14 ; Oxygène O : 16.

**4.4** • Pour un gaz parfait de masse molaire  $M = 32$  g.mol<sup>-1</sup>, pris à la température de 20 °C et à la pression  $P = 760$  mmHg, sa masse volumique  $\rho$  a pour valeur :

- a.  $1330,7$  kg.m<sup>-3</sup>                       b.  $1,331$  kg.m<sup>-3</sup>

• La masse volumique de l'air, gaz considéré comme parfait, dans les conditions normales de température et de pression est  $\rho_0 = 1,293$  kg.m<sup>-3</sup>.

Sa masse volumique à la température  $\theta = 20$  °C et à la pression  $P = 745$  mmHg est de :

- c.  $1,229$  kg.m<sup>-3</sup>                       d.  $1,331$  kg.m<sup>-3</sup>

- e. Pour un gaz parfait de masse volumique  $\rho$ , la pression cinétique est donnée par :

$$P = \frac{1}{3}\rho u^2$$

## Exercices

### 4.5 Bouteille d'oxygène

Les bouteilles d'oxygène utilisées dans les hôpitaux sont des bouteilles d'acier de volume  $V = 25$  L.

La pression du gaz contenu dans une des bouteilles est  $P_1 = 125$  atm à la température  $\theta_1 = 20$  °C.

- Déterminer la masse de dioxygène dans chaque bouteille.
- Déterminer la nouvelle pression  $P_2$  du gaz si la température passe à  $\theta_2 = 60$  °C.

### 4.6 Identification d'un gaz

Une masse  $m = 12$  g d'un gaz diatomique, supposé parfait, occupe un volume  $V = 9,36$  L sous la pression  $P_1 = 1,0 \cdot 10^5$  Pa et à la température  $\theta_1 = 27$  °C.

- Déterminer la masse molaire de ce gaz puis l'identifier.
- Déterminer la masse volumique de ce gaz à la température  $\theta_2 = 50$  °C et sous la pression  $P_2 = 1,5 \cdot P_1$ .

### 4.7 Détente d'un gaz

Un récipient de volume  $V_1 = 10$  L, contient 2 moles d'un gaz parfait à la température  $\theta_1 = 27$  °C.

- Déterminer la pression  $P_1$  du gaz.
- Le récipient de volume  $V_1$  est mis en communication à l'aide d'un tube très étroit muni d'un robinet avec un deuxième récipient, initialement vide, de volume  $V_2 = 6$  L. Le gaz se répand dans les deux récipients. À l'équilibre, la température finale est  $\theta_2 = \theta_1 = 27$  °C (Fig.4.9).

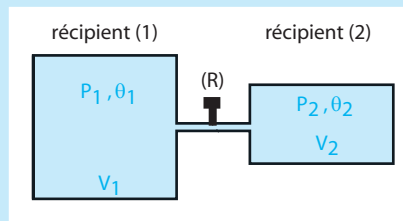


Figure 4.9

- Déterminer la nouvelle pression  $P_2$  du gaz.
- On ferme le robinet R puis on abaisse la température du récipient (1) de 20 °C et on élève la température du récipient (2) de 40 °C. Déterminer les pressions  $P_3$  et  $P_4$  dans les récipients (1) et (2).

#### 4.8 Plongée sous-marine

Les plongeurs respirent de l'air comprimé. L'air est composé de plusieurs gaz qui, à partir d'une certaine pression peuvent devenir toxiques pour le plongeur.

L'oxygène présente une toxicité pour les plongeurs à partir d'une pression partielle de 1,6 bar.

À partir de quelle profondeur, y a-t-il un risque pour les plongeurs ?

#### 4.9 Manomètre à liquide

Un manomètre à mercure est constitué par un tube en U. L'une des branches est fermée sur un réservoir contenant un gaz à la pression  $P$  ; l'autre branche est à l'air libre (Fig.4.10).

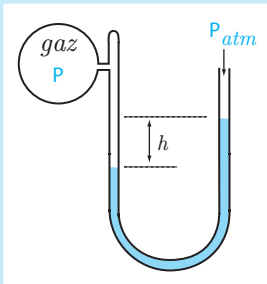


Figure 4.10

Calculer la pression  $P$  du gaz lorsque la dénivellation entre les deux niveaux du mercure dans les deux branches est  $h = 36$  cm.

On donne :

- Masse volumique du mercure :  $\rho_{Hg} = 13,6 \text{ g.cm}^{-3}$
- Pression de l'air extérieur :  $P_{atm} = 1025 \text{ mbar}$
- Intensité du champ de pesanteur :  $g = 9,81 \text{ N.kg}^{-1}$

#### 4.10 Cycle de transformations

Une quantité de matière  $n = 2$  mol d'un gaz parfait subit le cycle de transformations suivant (Fig.4.11) :

- La transformation A  $\rightarrow$  B est une transformation isotherme
- La transformation B  $\rightarrow$  C est une transformation isobare
- La transformation C  $\rightarrow$  A est une transformation isochore

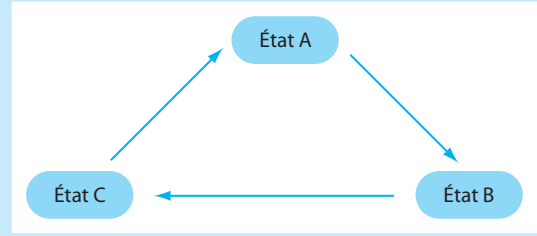


Figure 4.11

1. Sans souci d'échelle, représenter dans un diagramme (P,V) le cycle de transformation.

2. Déterminer pour chaque état les grandeurs  $P, V$  et  $T$ .

On donne :

$$P_A = 10 \text{ bar} ; V_A = 5,0 \text{ L et } P_B = \frac{2}{5} P_A$$

#### 4.11 Vitesse quadratique moyenne

On considère un gaz parfait, constitué de  $N$  molécules monoatomiques identiques, de masse  $m$ , en équilibre thermique, avec un thermostat à la température  $T$  et enfermé dans une enceinte de volume  $V$ .

1. D'un point de vue microscopique, à quelles conditions le gaz peut-être assimilé à un gaz parfait ?

2. On définit la température absolue  $T$  ou température thermodynamique par la relation

$$\frac{1}{2} m u^2 = \frac{3}{2} k_B T$$

où  $u$  représente la vitesse quadratique moyenne des molécules et  $k_B$  la constante de Boltzmann.

Sachant que la pression cinétique est donnée par :

$$P = \frac{2}{3} n_v \mathcal{E}_c$$

retrouver l'équation d'état des gaz parfaits.

3. Calculer la vitesse quadratique moyenne des molécules d'argon (gaz monoatomique) lorsque ce gaz est à la température de  $27^\circ \text{C}$ .

On donne :

Masse molaire de l'argon :  $M = 40 \text{ g.mol}^{-1}$ .

## QCM

### 4.1 L'affirmation correcte est e.

a. Pour un gaz parfait de quantité de matière  $n$ , on a :

$$PV = nRT$$

Pour une transformation isotherme,  $T = cste$  : si le volume  $V$  est multiplié par deux alors la pression est divisée par 2.

C'est donc vrai uniquement pour une transformation isotherme.

b. Comme  $PV = nRT$  et  $n = \frac{m}{M}$ , alors :

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

Pour  $P$  et  $V$  constants on peut écrire :

$$\frac{m}{M}RT = cste, \quad \text{soit } T = \frac{k}{m}$$

La température est donc inversement proportionnelle à la masse du gaz.

c. De la relation  $PV = \frac{m}{M}RT$ , on déduit :

$$PM = \frac{m}{V}RT, \quad \text{soit } PM = \rho RT$$

où  $\rho = \frac{m}{V}$  représente la masse volumique du gaz

Ainsi :  $\rho = \frac{PM}{RT}$

La masse volumique dépend donc de la pression  $P$  et de la température  $T$ .

d. et e. On montre (voir exercice 4.11) que :

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \text{et} \quad P = \frac{1}{3}n_v m u^2$$

Pour le dihydrogène  $M = 2 \text{ g.mol}^{-1} = 2.10^{-3} \text{ kg.mol}^{-1}$

Soit numériquement :

$$u = \sqrt{\frac{3 \times 8,314 \times 300}{2.10^{-3}}} = 1934 \text{ m.s}^{-1}$$

### 4.2 Les affirmations correctes sont b., c. et e.

Déterminons les quantités de matière initiales des deux gaz.

On a une masse  $m_1 = 2,8 \text{ g}$  de diazote, soit une quantité de matière :

$$n_1 = \frac{2,8}{2 \times 14} = 0,10 \text{ mol}$$

Comme la quantité de matière d'argon est  $n_2 = 0,30 \text{ mol}$ , la quantité de matière totale de gaz est de  $n = n_1 + n_2$ .

Numériquement :  $n = 0,40 \text{ mol}$ .

La fraction molaire du gaz  $i$  de quantité de matière  $n_i$  est :

$$X_i = \frac{n_i}{n}$$

Application numérique :

	Diazote (N <sub>2</sub> )	Argon (Ar)
Quantité de matière en mol	0,10	0,30
Fraction molaire	0,25	0,75

La pression partielle  $P_i$  du gaz  $i$  de fraction molaire  $X_i$  est donnée par la loi de Dalton :

$$P_i = X_i \cdot P \quad \text{où } P \text{ représente la pression totale du mélange.}$$

Comme  $P_0 = 1,0.10^5 \text{ Pa}$ , alors :

	Diazote (N <sub>2</sub> )	Argon (Ar)
Quantité de matière en mol	0,10	0,30
Fraction molaire	0,25	0,75
Pression partielle en Pa	$2,5.10^4$	$7,5.10^4$

On ajoute une masse  $m_3 = 4,4 \text{ g}$  de dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>). La quantité de matière correspondante est :

$$n_3 = \frac{4,4}{12 + 2 \times 16} = 0,10 \text{ mol}$$

La quantité de matière totale de gaz est à présent :

$$n' = 0,10 + 0,30 + 0,10 = 0,50 \text{ mol}$$

Les nouvelles fractions molaires et pressions partielles sont :

	N <sub>2</sub>	Ar	CO <sub>2</sub>
Quantité de matière en mol	0,10	0,30	0,10
Fraction molaire	0,20	0,60	0,20
Pression partielle en Pa	2,0.10 <sup>4</sup>	6,0.10 <sup>4</sup>	2,0.10 <sup>4</sup>

### 4.3 Les affirmations correctes sont b. et e.

Déterminons les quantités de matière initiales des deux gaz.

Les gaz étant parfaits, on a donc :

$$n = \frac{PV}{RT}$$

- Récipient (1) contenant du diazote N<sub>2</sub>.

$$\left\{ \begin{array}{l} P_1 = 1,5 \text{ bar} \\ V_1 = 100 \text{ L} = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ m}^3 \\ \theta_1 = 15^\circ \text{C} = 288 \text{ K} \end{array} \right.$$

$$n_1 = \frac{1,5 \cdot 10^5 \times 1,00 \cdot 10^{-1}}{8,314 \times 288} = 6,26 \text{ mol}$$

- Récipient (2) contenant du dioxygène O<sub>2</sub>.

$$\left\{ \begin{array}{l} P_2 = 2,0 \text{ bar} \\ V_2 = 50,0 \text{ L} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 \\ \theta_2 = 15^\circ \text{C} = 288 \text{ K} \end{array} \right.$$

$$n_2 = \frac{2,0 \cdot 10^5 \times 5,00 \cdot 10^{-2}}{8,314 \times 288} = 4,18 \text{ mol}$$

La quantité de matière totale de gaz est de  $n = n_1 + n_2$ .

Numériquement :  $n \simeq 10,4 \text{ mol}$ .

Le mélange se comporte comme un gaz parfait, donc :

$$P = n \frac{RT}{V} \text{ avec } V = V_1 + V_2$$

Application numérique :

$$P = 10,4 \times \frac{8,314 \times 288}{1,50 \cdot 10^{-1}} = 1,66 \cdot 10^5 \text{ Pa, soit } 1,66 \text{ bar}$$

La fraction molaire du gaz  $i$  de quantité de matière  $n_i$  est :

$$X_i = \frac{n_i}{n}$$

Les pressions partielles sont données par la loi de Dalton :

$$P_i = X_i P$$

Pour le mélange étudié, on obtient :

	Diazote (N <sub>2</sub> )	Dioxygène (O <sub>2</sub> )
Quantité de matière en mol	6,26	4,18
Fraction molaire	0,60	0,40
Pression partielle en bar	1,00	0,66

La masse molaire d'un mélange de gaz de masses molaires  $M_i$  et de fractions molaires  $X_i$  est :

$$M = \sum_i X_i M_i$$

Application numérique :

$$M = 0,60 \times 28 + 0,40 \times 32 = 29,6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

### 4.4 Les affirmations correctes sont b., c. et e.

De la relation  $PV = \frac{m}{M} RT$ , on en déduit (voir démonstration QCM 1) :

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

Application numérique :

$P = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  (Attention, la pression doit être en Pa).

$M = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 32 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}$  (Faire attention aux unités !)

$T = 273 + 20 = 293 \text{ K}$

$$\rho = \frac{1,013 \cdot 10^5 \times 32 \cdot 10^{-3}}{8,314 \times 293} \simeq 1,331 \text{ kg} \cdot \text{m}^3$$

Pour deux états (1) et (2), on peut écrire :

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{État (1)} ; P_1, T_1 : \rho_1 = \frac{P_1 M}{RT_1} \\ \text{État (2)} ; P_2, T_1 : \rho_2 = \frac{P_2 M}{RT_2} \end{array} \right.$$

$$\text{Ainsi : } \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{P_1 M}{RT_1}}{\frac{P_2 M}{RT_2}} = \frac{P_1}{P_2} \cdot \frac{T_2}{T_1}$$

$$\text{Soit : } \rho_2 = \rho_1 \cdot \frac{P_2}{P_1} \cdot \frac{T_1}{T_2}$$

Considérons les deux états :

- État (1) : conditions normales de température et de pression, soit  $P_1 = 760 \text{ mmHg}$ ,  $T_1 = 273 \text{ K}$ .

- État (2) :  $P_2 = 745 \text{ mmHg}$ ,  $T_2 = 293 \text{ K}$ .

Application numérique :

$$\rho_2 = 1,293 \times \frac{760}{745} \times \frac{273}{293} = 1,229 \text{ kg.m}^3$$

**Remarque :** comme on a un rapport de deux pressions, on peut garder l'unité mmHg.

On a vu que la pression cinétique est donnée par (voir exercice 4.11) :

$$P = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m u^2$$

$N$  : nombre de molécules  
 $m$  : masse d'une molécule  
 $V$  : volume occupé par le gaz  
 $u$  : vitesse quadratique moyenne

Comme  $N \cdot m = m_g$  (masse du gaz) et  $\rho = \frac{m_g}{V}$ , alors :

$$P = \frac{1}{3} \rho u^2$$

## Exercices

### 4.5

1. Le gaz est un gaz parfait, donc :

$$P_1 V_1 = n R T_1$$

$P_1$  : pression du gaz en Pa

$V_1$  : volume occupé par le gaz en  $\text{m}^3$

$n$  : quantité de matière en mol

$T_1$  : température en K

$R$  : constante des gaz parfaits en  $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Comme  $n = \frac{m}{M}$ , alors :

$$P_1 V_1 = \frac{m}{M} R T_1, \quad \text{soit} \quad m = \frac{P_1 V_1 M}{R T_1}$$

Application numérique :

$$P_1 = 125 \text{ atm} = 125 \times 1,013 \cdot 10^5 = 1,266 \cdot 10^7 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 25 \text{ L} = 25 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_1 = 273,15 + 20 = 293,15 \text{ K}$$

$$M = 32 \text{ g.mol}^{-1} = 32 \cdot 10^{-3} \text{ kg.mol}^{-1}$$

D'où :

$$m = \frac{1,266 \cdot 10^7 \times 25 \cdot 10^{-3} \times 32 \cdot 10^{-3}}{8,314 \times 293,15} \simeq 4,16 \text{ kg}$$

2. Le volume étant constant, la transformation est une transformation isochore.

De plus  $n = cste$ , donc :

$$\frac{P}{T} = \frac{nR}{V} = cste$$

Notons par (1) et (2) les deux états. On peut représenter la transformation par le schéma suivant :

$$\begin{array}{ccc} \text{État (1)} & \longrightarrow & \text{État (2)} \\ (P_1, T_1, V_1) & & (P_2, T_2, V_2=V_1) \end{array}$$

Comme  $\frac{P}{T} = cste$  alors, au cours de la transformation isochore on peut écrire :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \quad \text{soit} \quad P_2 = P_1 \frac{T_2}{T_1}$$

Application numérique :

$$P_2 = 125 \times \frac{(273,15 + 60)}{(273,15 + 20)} = 142 \text{ atm}$$

### 4.6

1. Comme pour l'exercice 4.5, le gaz est parfait, donc :

$$P_1 V = n R T_1 = \frac{m}{M} R T_1, \quad \text{soit} \quad M = \frac{m R T_1}{P_1 V}$$

Application numérique :

$$P_1 = 1,0 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V = 9,36 \text{ L} = 9,36 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T_1 = 273,15 + 27 = 300,15 \text{ K}$$

$$m = 12 \text{ g} = 12 \cdot 10^{-3} \text{ kg}$$

D'où :

$$M = \frac{12 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times 300,15}{1,0 \cdot 10^5 \times 9,36 \cdot 10^{-3}} \simeq 0,032 \text{ kg.mol}^{-1},$$

soit  $32 \text{ g.mol}^{-1}$

Le gaz étant un gaz diatomique, de la forme  $X_2$ , c'est donc du dioxygène.

2. L'équation d'état des gaz parfaits s'écrit :

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT \quad \text{ou encore } PM = \frac{m}{V}RT$$

Comme  $\rho = \frac{m}{V}$

alors :  $PM = \rho RT$

$M$  et  $R$  étant constants, on peut écrire :

$$\frac{P}{\rho T} = \text{cste}$$

Le passage de l'état (1) à l'état (2) donne :

$$\frac{P_1}{\rho_1 T_1} = \frac{P_2}{\rho_2 T_2}$$

Soit  $\rho_2 = \rho_1 \frac{P_2 T_1}{P_1 T_2}$

Application numérique :

$$P_2 = 1,5 P_1$$

$$T_1 = 300,15 \text{ K}$$

$$T_2 = 273,15 + 50 = 323,15 \text{ K}$$

$$\rho_1 = \frac{12 \cdot 10^{-3}}{9,36 \cdot 10^{-3}} = 1,28 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\rho_2 = 1,28 \times 1,5 \times \frac{300,15}{323,15} = 1,78 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

## 4.7

1. La pression du gaz est donnée par la loi des gaz parfaits :

$$P_1 = \frac{nRT_1}{V_1}$$

Application numérique :

$$n = 2 \text{ mol}$$

$$T_1 = 27 + 273,15 = 300,15 \text{ K}$$

$$V_1 = 10 \text{ L} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$P_1 = \frac{2 \times 8,314 \times 300,15}{1,0 \cdot 10^{-2}} = 4,99 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

2. Après diffusion, le gaz occupera le volume  $V = V_1 + V_2$ , soit  $V = 16 \text{ L}$ .

Comme la température reste constante et égale à  $T_1$ , la nouvelle pression sera donc :

$$P_2 = \frac{nRT_1}{V_1 + V_2}$$

Soit numériquement :

$$P_2 = \frac{2 \times 8,314 \times 300,15}{16 \cdot 10^{-3}} = 3,12 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Au cours d'une dilatation isotherme, la pression diminue.

3. On ferme le robinet R.

Déterminons les quantités de matière de gaz contenues dans les récipients (1) et (2).

On a  $n = 2 \text{ mol}$ . Si  $n_1$  et  $n_2$  désignent les quantités de matière dans les récipients (1) et (2), alors :

$$\left| \begin{array}{l} n_1 = n \frac{V_1}{V_1 + V_2} \\ \text{et} \\ n_2 = n \frac{V_2}{V_1 + V_2} \end{array} \right.$$

soit numériquement  $\left| \begin{array}{l} n_1 = 2 \times \frac{10}{16} = 1,25 \text{ mol} \\ \text{et} \\ n_2 = 2 \times \frac{6}{16} = 0,75 \text{ mol} \end{array} \right.$

Dans le récipient (1) la température passe de  $\Theta_1 = 27^\circ\text{C}$  à  $\Theta'_1 = 7^\circ\text{C}$  et dans le récipient (2) de  $\Theta_2 = 27^\circ\text{C}$  à  $\Theta'_2 = 67^\circ\text{C}$ .

Les nouvelles pressions  $P'_1$  et  $P'_2$  sont données par :

$$\left| \begin{array}{l} P'_1 = \frac{n_1 R T'_1}{V_1} \\ \text{et} \\ P'_2 = \frac{n_2 R T'_2}{V_2} \end{array} \right.$$

soit numériquement

$$\left| \begin{array}{l} P'_1 = \frac{1,25 \times 8,314 \times (273,15 + 7)}{10 \cdot 10^{-3}} = 2,91 \cdot 10^5 \text{ Pa} \\ \text{et} \\ P'_2 = \frac{0,75 \times 8,314 \times (273,15 + 40)}{6 \cdot 10^{-3}} = 3,25 \cdot 10^5 \text{ Pa} \end{array} \right.$$

## 4.8

L'oxygène représente 20 % du mélange respiré par le plongeur.

Il y a risque à partir d'une pression partielle de 1,6 bar.

Donc, d'après la loi de Dalton, la pression totale est :

$$P = \frac{P_i}{X_i} \quad \text{avec } P_i = 1,6 \text{ bar et } X_i = 0,20$$

Salah Belazreg

# PHYSIQUE

**VISA** pour la **1<sup>re</sup> année Santé**

Vous êtes inscrit en Première Année Commune aux Études de Santé (L1 Santé/PACES) ?

Pour réussir cette année de préparation aux concours Médecine, Pharmacie, Dentaire (Odontologie) et Sage-femme (Maïeutique), vous devez maîtriser parfaitement le programme du lycée.

Cet ouvrage vous aide à réviser les connaissances nécessaires à l'entrée en L1 Santé/PACES et ainsi à bien démarrer cette année de concours.

## Un cours qui propose une synthèse des savoirs du lycée nécessaires en Première année Santé

- Toutes les notions requises présentées sous forme de questions-réponses.
- Les définitions et formules essentielles.
- Des illustrations pour bien comprendre.
- Un nouveau chapitre sur les probabilités et les statistiques.

## Des tests de connaissances (QCM...)

- Pour évaluer votre niveau et contrôler vos acquis.

## Des exercices

- Classés par difficulté, ils vous aideront à tester votre capacité de raisonnement.

## Tous les corrigés détaillés

- Les exercices sont tous intégralement corrigés pour que vous puissiez travailler en parfaite autonomie.



9 782100 530427

6658553

ISBN 978-2-10-053042-7

[www.dunod.com](http://www.dunod.com)

**100%**  
**1<sup>re</sup> année**  
**Santé**

2<sup>e</sup> édition

**SALAH BELAZREG**

est docteur en physique, professeur au lycée Camille Guérin et conseiller pédagogique tuteur à l'Institut Universitaire de Formation des Maîtres (Poitiers).

