

# ÉTUDE DES GAZ

## I. PROPRIÉTÉS DES GAZ

Empiriquement, un gaz se définit comme une substance capable d'occuper tout le volume qu'on met à sa disposition ou encore comme une substance n'ayant ni forme, ni volume définis. Au niveau moléculaire, un gaz est caractérisé par le fait que les molécules sont tellement espacées, qu'elles n'ont pratiquement aucune influence les unes sur les autres. Le tableau suivant permet de comparer les propriétés des gaz avec celles des solides et des liquides

PROPRIÉTÉS	ÉTAT SOLIDE	ÉTAT LIQUIDE	ÉTAT GAZEUX
Propriétés mécaniques	Dureté, Résistance, Malléabilité	Fluidité	Compressibilité, Expansibilité, Élasticité
Diffusion	Aucune	Faible	Grande
Dilatation	Très faible	Limitée	Très grande
Masse volumique	Entre 0,5 et 22 500 g/cm <sup>3</sup>	Entre 0,5 et 13,6 g/cm <sup>3</sup>	De l'ordre de 10 <sup>-3</sup> g/cm <sup>3</sup>
Miscibilité	Les solides ne sont jamais miscibles.	Certains liquides sont miscibles.	Les gaz sont toujours miscibles
Énergie	Faible	Intermédiaire	Grande
Entropie (désordre)	Faible	Intermédiaire	Grande
Mouvements moléculaires	Principalement la vibration	Un peu de vibration, de rotation et de translation	Principalement la translation
Forme	Définie	Indéfinie	Indéfinie
Volume	Défini	Défini	Indéfini

## 2) THÉORIE CINÉTIQUE DES GAZ

- Les gaz sont constitués de MOLÉCULES (ou d'ATOMES pour les gaz rares), qui pour un gaz donné ont les mêmes masses et les mêmes dimensions.
  - Les molécules d'un gaz se déplacent à de très grandes vitesses. Elles sont très éloignées les unes des autres et les liaisons qui les unissent sont relativement faibles.
- La **PRESSION** d'un gaz est proportionnelle au nombre de **COLLISIONS MOLÉCULAIRES**.

- Puisque les molécules sont en mouvement, elles possèdent une énergie cinétique :

$$E = \frac{1}{2} . m . v^2$$

- À un instant donné, les molécules d'un gaz n'ont pas toutes la même énergie cinétique. On peut définir pour l'ensemble des molécules une énergie cinétique moyenne. Cette énergie cinétique moyenne est FONCTION UNIQUEMENT DE LA TEMPÉRATURE: Plus la température augmente et plus l'énergie cinétique moyenne augmente:

$$E = \frac{1}{2} . m . v^2 = k . T$$

(k est la constante de Boltzman)

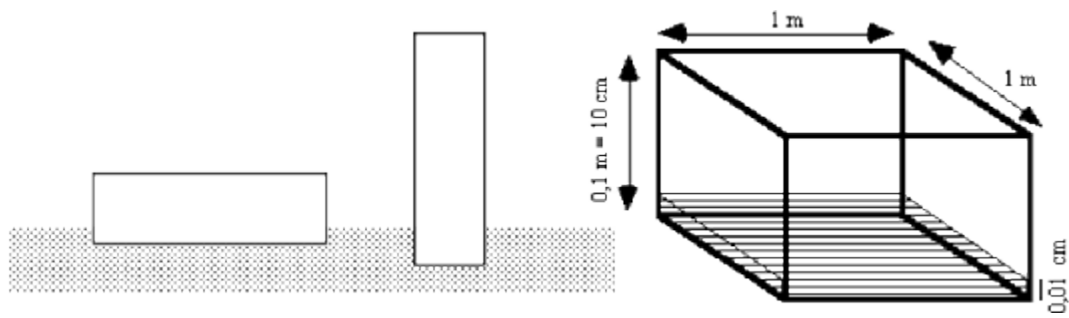
- On en déduit qu'à une température donnée, tous les gaz ont la même énergie cinétique moyenne. À température constante, la masse molaire d'un gaz est inversement proportionnelle au carré de la vitesse : plus la masse molaire du gaz est petite et plus sa vitesse de diffusion sera grande. C'est donc l'hydrogène qui aura la plus grande vitesse de diffusion.

- Les chocs entre molécules d'un gaz sont parfaitement élastiques : Il n'y a pas de pertes d'énergies dues aux frictions, collisions ou chocs.
- Au zéro absolu (-273° C) les molécules d'un gaz sont immobiles. Par suite l'énergie cinétique des molécules et la pression du gaz sont nulles.
- C'est sous l'état gazeux que les molécules possèdent la plus grande enthalpie et la plus grande entropie.
- L'état d'un gaz dépend de sa température et de sa pression

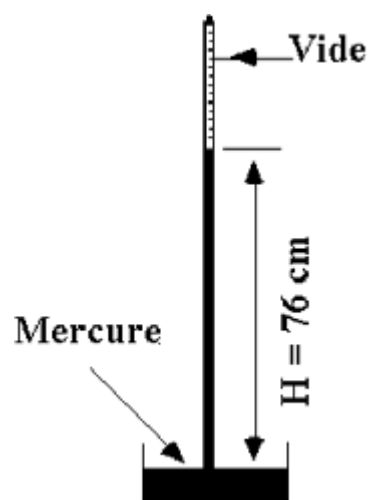
### **3) MESURE DE LA PRESSION**

La pression se définit comme une force par unité de surface. Prenons une brique sur un lit de sable. Lorsqu'elle est posée sur sa petite surface, elle s'enfonce davantage. La brique exerce toujours la même force sur le sable. Cependant, lorsqu'elle est placée suivant sa plus petite surface, sa pression est plus grande. Nous allons maintenant imaginer une expérience qui nous permettra de comprendre la grandeur de la pression atmosphérique. Prenons un contenant parallélépipédique dont la base est de un mètre carré et dont la hauteur est de un décimètre (0,1 m), puis versons y 100 g d'eau (un cylindre gradué de 100 cm<sup>3</sup>). L'épaisseur de l'eau serait de 0,01 cm et sa force se répartirait sur une surface de 1 m<sup>2</sup>. La pression exercée par l'eau serait alors voisine de un pascal (1 Pa). Le pascal (Pa) est l'unité de pression dans le système international. Lorsque le contenant sera complètement rempli d'eau (cent litres d'eau ou mille cylindres

gradués de 100 cm<sup>3</sup>), la pression exercée sur le fond sera de un kilo pascal (1 kPa). La pression atmosphérique équivaut à peu près à cent fois cette pression, soit environ cent kilo pascals ou 100 kPa: elle équivaut par conséquent à une colonne d'eau de dix mètres environ.



L'appareil qui sert à mesurer la pression d'un gaz s'appelle un manomètre; celui qui sert à mesurer la pression atmosphérique est un baromètre. C'est GALILÉE qui mit en évidence la pression atmosphérique pour la première fois et ce fut son élève, Évangélita TORRICELLI (1643), qui inventa le premier baromètre: le baromètre de TORRICELLI. Au laboratoire, on remplit un tube de verre, dont la longueur est de un mètre environ, avec du mercure; puis, on le retourne sur une cuve à mercure. Le niveau du mercure dans le tube baisse; lorsque la pression atmosphérique est normale, la hauteur du mercure dans le tube est voisine de 76 cm.



Il existe 3 unités de pression qui servent à mesurer la pression atmosphérique:

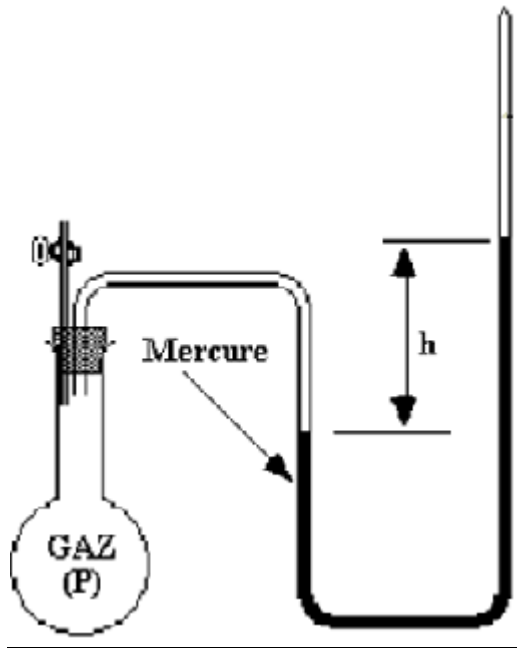
- Les millimètres de mercure ou Torrs
- Les atmosphères (atm.)
- Les kilopascals (kPa)
- Les hectopascals ou millibars (mB)

Dans les conditions normales:

$$760 \text{ mm de Hg (torrs)} = 101,3 \text{ kPa} = 1\,013 \text{ mB} = 1 \text{ atm.}$$

Il existe deux sortes de manomètres : les manomètres fermés (ou manomètres à vide) et les manomètres ouverts (ou manomètres à air libre).

### Manomètre à vide

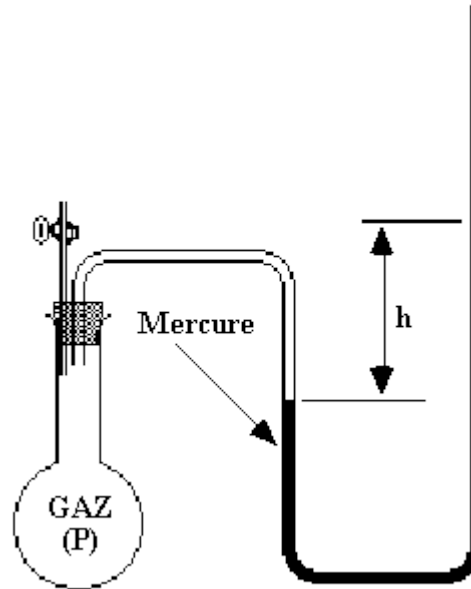


Si on utilise un manomètre à vide, la pression du gaz (P) est directement mesurée par la dénivellation du mercure en centimètres:

$$P = h$$

Lorsque le niveau du mercure se trouve sur le même plan horizontal dans les deux tubes, la pression du gaz est nulle.

### Manomètre ouvert



Les manomètres ouverts (manomètres à air libre) permettent de mesurer les pressions qui sont voisines de la pression atmosphérique. Trois cas peuvent se présenter :

- Niveau du mercure plus bas du côté du gaz

$$P = P_a + h$$

- Niveau du mercure plus bas du côté du tube ouvert.

$$P = P_a - h$$

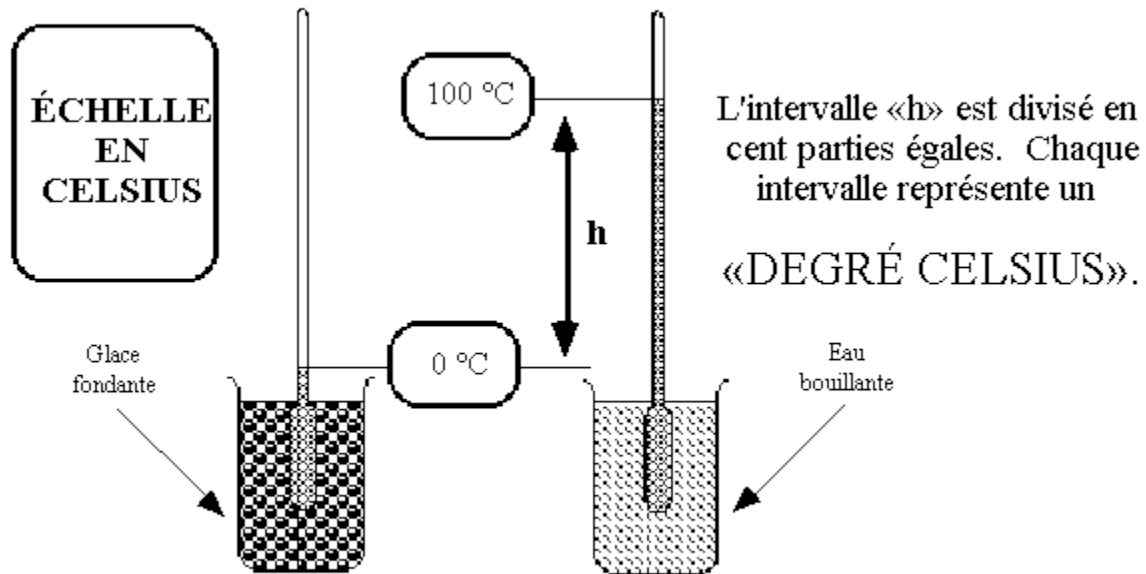
- Niveau du mercure sur le même plan horizontal dans les deux tubes.

$$P = P_a$$

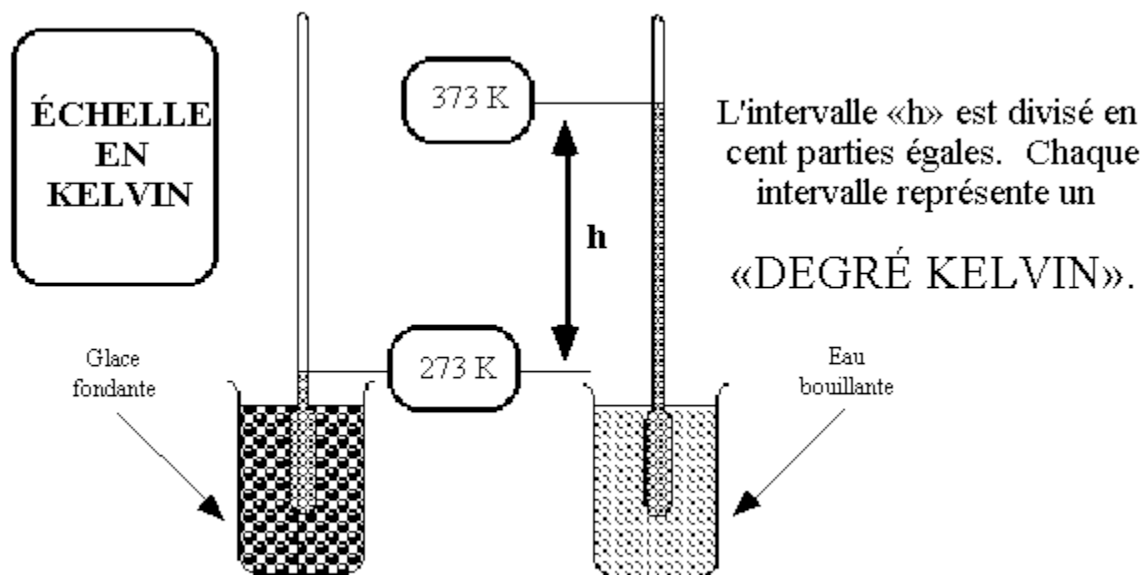
## IV. LES ÉCHELLES DE TEMPÉRATURES

On repère les températures sur un thermomètre par rapport à la fusion de la glace et à l'ébullition de l'eau sous la pression normale. Deux échelles de températures sont centésimales :

- ÉCHELLE CELSIUS (c'est l'échelle légale)
- ÉCHELLE KELVIN (c'est l'échelle absolue)

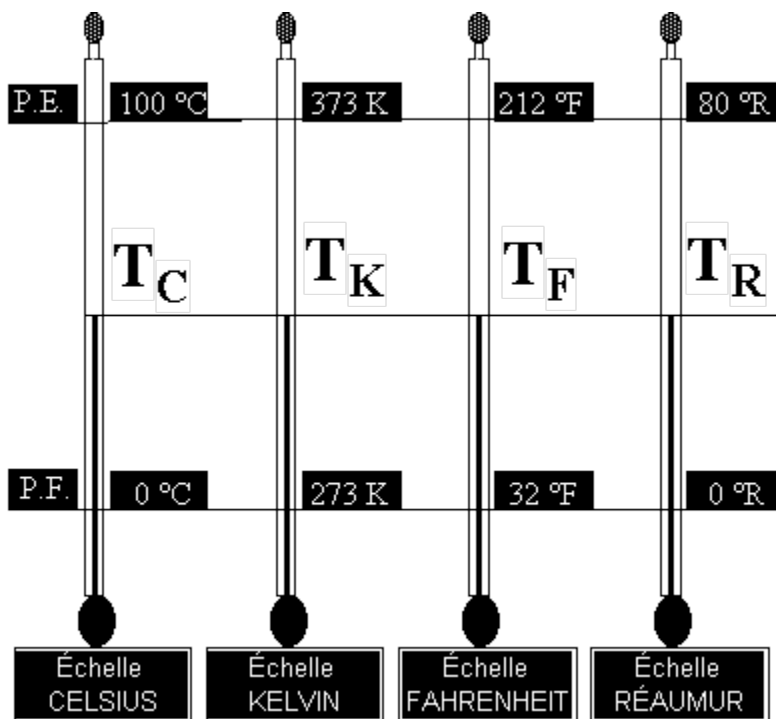


**Un degré Celsius est ÉGAL à un degré Kelvin**



Ces deux échelles (Celsius et Kelvin) sont des échelles centésimales, car l'intervalle entre les deux points de repère a été divisé en cent parties égales. Nous comprenons ainsi pourquoi le degré Celsius est égal au degré Kelvin; mais comme les repères dans ces deux échelles sont différents, les températures pour un même niveau de chaleur seront elles aussi différentes.

LES ÉCHELLES FAHRENHEIT ET RÉAUMUR NE SONT PAS DES ÉCHELLES CENTÉSIMALES.



Dans l'échelle «Fahrenheit», l'intervalle entre les deux points de repère est divisé en 180 parties égales; chaque partie obtenue est un degré Fahrenheit. Dans l'échelle «RÉAUMUR» l'intervalle entre les deux points de repère est divisé en 80 parties égales; chaque intervalle est un degré RÉAUMUR. Par conséquent, les relations entre les degrés sur les trois échelles sont:

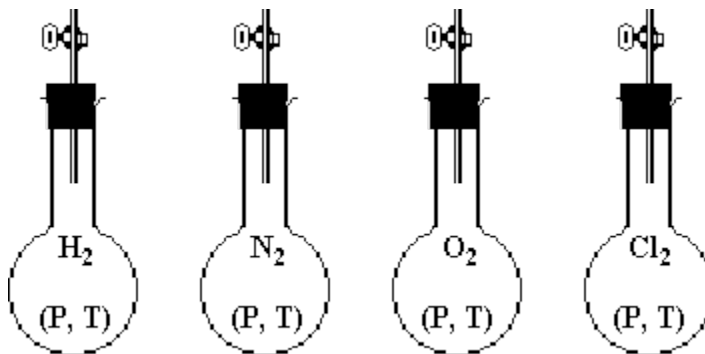
$$C = K = 1,8 F = 0,8 R$$

Les relations entre les températures sur les différentes échelles doivent être trouvées en raisonnant sur les variations de températures:

$$\frac{T_C - 0}{100 - 0} = \frac{T_K - 273}{373 - 273} = \frac{T_F - 32}{212 - 32} = \frac{T_R - 0}{80 - 0}$$

## V. LOI D'AVOGADRO ET VOLUMES MOLAIRES

Des volumes égaux de gaz pris dans les mêmes conditions de température et de pression contiennent le même nombre de molécules: un litre de dihydrogène contient le même nombre de molécules que un litre de diazote, dioxygène ou dichlore à la même température et à la même pression.



Les MOLES de tous les gaz occupent le même VOLUME dans les mêmes conditions de TEMPÉRATURE ET DE PRESSION.

En d'autres termes, on peut énoncer la loi d'Avogadro de la façon suivante:

Dans les mêmes conditions de température de pression, le volume occupé par une mole de molécules d'un gaz est le même, quel que soit le gaz considéré. Lorsque la pression et la température restent constantes, le volume d'un gaz est directement proportionnel au nombre de moles du gaz

Les conditions normales de température et de pression (T.P.N.) sont :

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

$$P = 76 \text{ cm de Hg} = 1 \text{ atm.} = 101,3 \text{ kPa}$$

Une MOLE DE  
**H<sub>2</sub>**  
sous la pression P  
et  
à la température T

Une MOLE DE  
**N<sub>2</sub>**  
sous la pression P  
et  
à la température T

Une MOLE DE  
**O<sub>2</sub>**  
sous la pression P  
et  
à la température T

Une MOLE DE  
**Cl<sub>2</sub>**  
sous la pression P  
et  
à la température T

**Le VOLUME MOLAIRES d'un gaz est le volume occupé par une MOLE DE GAZ.**

$$V_m = 22,4 \text{ L à T.P.N. (0}^{\circ}\text{C et 101,3 kPa)}$$

$$V_m = 24,8 \text{ L à TA.P.N. (25}^{\circ}\text{C et 100 kPa)}$$

Le volume molaire varie avec la température et la pression. Pour calculer sa valeur dans des conditions données (P et T fixées), il faudra appliquer les **LOIS DES GAZ**.

$$N_{\text{Moles}} = \frac{\text{Volume du gaz}}{\text{Volume molaire dans les mêmes conditions}}$$

## VI. LOIS DES GAZ

Quatre facteurs influencent le comportement d'un gaz: le nombre de moles (N), la pression (P), le volume (V) et la température (T). Pour étudier les relations entre ces quatre facteurs, nous devons, tout en gardant deux facteurs constants, faire varier les deux autres. Ainsi, nous pouvons étudier:

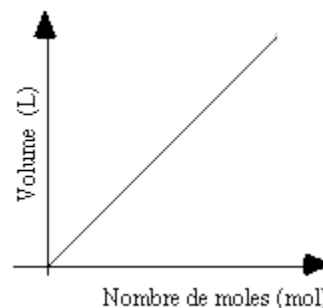
- La relation entre la volume et le nombre de moles, la pression et la température restant constants (Loi d'Avogadro).
- La relation entre la pression et le nombre de moles, le volume et la température restant constants.
- La relation entre la pression et le volume, le nombre de moles et la température restant constants loi de Boyle-Mariotte).
- La relation entre le volume et la température, le nombre de moles et la pression restant constants (première loi de Charles et Gay-Lussac) .
- La relation entre la pression et la température, le nombre de moles et le volume restant constants (deuxième loi de Charles et Gay-Lussac) .

La loi des gaz parfaits donne la relation entre les quatre paramètres: pression, volume, température et nombre de moles. Enfin la loi de Dalton étudie la relation entre les pressions partielles des gaz qui constituent un mélange et la pression totale.

### 6.1) RELATION ENTRE LE VOLUME ET LE NOMBRE DE MOLES

C'est la loi d'Avogadro: le volume est directement proportionnel au nombre de moles, lorsque la température et la pression restent constants.

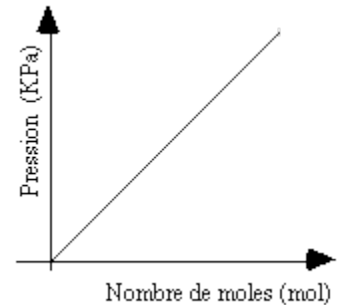
$$\frac{V_1}{N_1} = \frac{V_2}{N_2}$$



## 6.2) RELATION ENTRE LA PRESSION ET LE NOMBRE DE MOLES

La pression est directement proportionnelle au nombre de moles, lorsque la température et le volume restent constants.

$$\frac{P_1}{N_1} = \frac{P_2}{N_2}$$



## 6.3) LOI DE BOYLE ET MARIOTTE

C'est l'étude de la variation de la pression d'une masse de gaz en fonction du volume à température constante. Lorsque la pression augmente à une température constante, les molécules se rapprochent les unes des autres, donc le volume diminue. L'appareil ci-contre permet d'emprisonner un volume d'air dans le tube du milieu ( $h_1 \times s$ ). Lorsqu'on ajoute du mercure dans le tube de gauche, la hauteur du mercure dans le tube du milieu ( $h_2$ ) diminue, donc la pression de l'air ( $P$ ) augmente et son volume ( $V$ ) diminue.

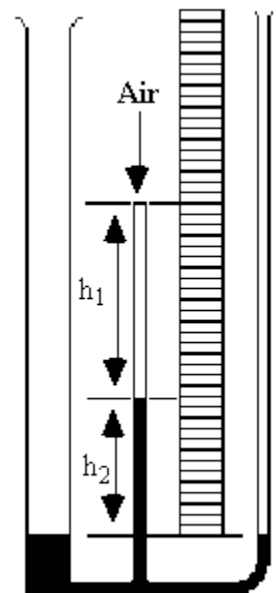
$$P = P_a - h_2 \text{ et } V = h_1 \times s$$

( $P_a$ : pression atmosphérique et  $s$  : surface du tube)

Les résultats expérimentaux montrent que le produit de la pression par le volume reste constant, lorsque la température reste constante. En d'autres termes nous pouvons dire que la pression est inversement proportionnelle au volume, lorsque la température et le nombre de moles restent constants.

$$P_1V_1 = P_2V_2 = \text{constante}$$

( $N$  et  $T$  constants)



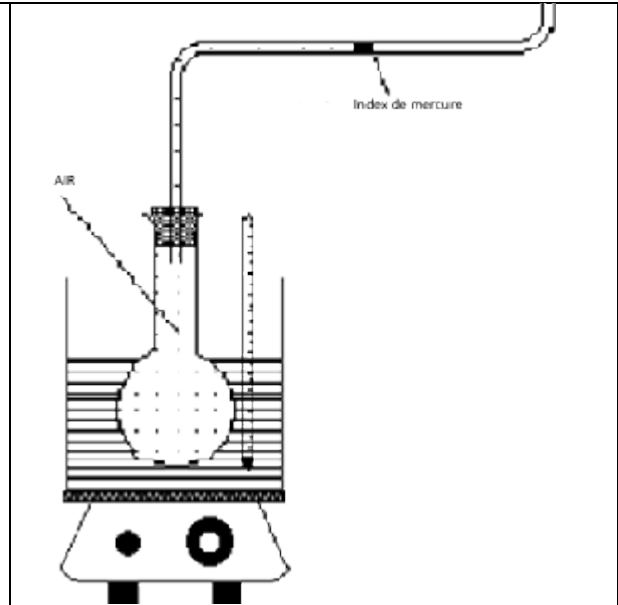
## 6.4) PREMIÈRE LOI DE CHARLES ET GAY-LUSSAC

C'est l'étude de la variation du volume d'une masse de gaz en fonction de la température, lorsque la pression et le nombre de moles restent constants. Lorsque la température augmente sous une pression constante, les molécules s'éloignent les unes des autres, donc le volume augmente.

Dans cette expérience la pression du gaz qui est enfermée dans le ballon reste égale à la pression atmosphérique.

On mesure les volumes en fonction de la température, et l'on constate que le volume est directement proportionnel à la température exprimée en degrés Kelvin, lorsque la pression et le nombre de moles restent constants.

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

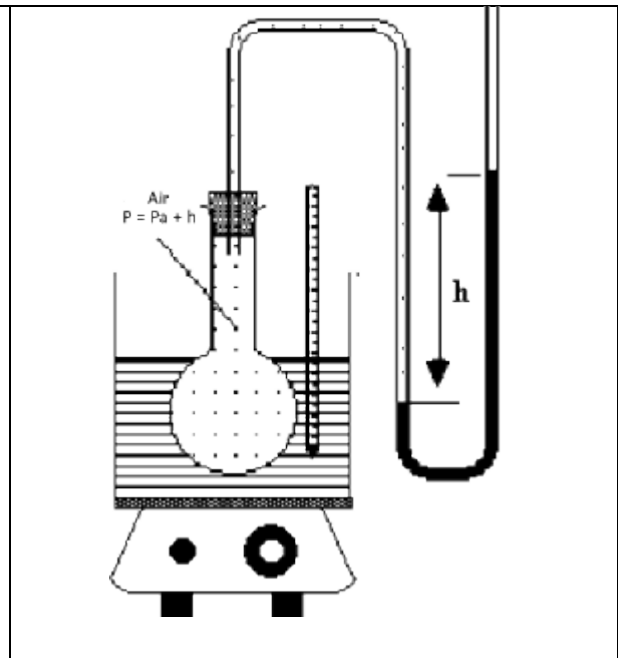


## 6.5) DEUXIÈME LOI DE CHARLES ET GAY-LUSSAC

Elle étudie la variation de la PRESSION d'une masse de gaz en fonction de la TEMPÉRATURE, lorsque le volume et le nombre de moles restent constants. Au début de l'expérience, la pression de l'air dans le ballon est égale à la pression atmosphérique ( $P_a$ ). Lorsqu'on chauffe l'eau, l'air se dilate. Pour maintenir le volume d'air constant, il faut ajouter du mercure dans le tube de droite, ce qui augmente la pression de l'air dans le ballon. En effectuant ainsi plusieurs mesures de la pression ( $P$ ) en fonction de la température, on constate que la PRESSION est directement proportionnelle à la TEMPÉRATURE (exprimée en degrés Kelvin), lorsque le VOLUME et le NOMBRE DE MOLES RESTENT CONSTANTS.

ion et le nombre de moles restent constants.

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



## 6.6) LOI GÉNÉRALE DES GAZ PARFAITS

Nous pouvons relier les caractéristiques du gaz SOUS DEUX ÉTATS: ( $P_1, V_1, T_1$ ) et ( $P_2, V_2, T_2$ ) en introduisant un état intermédiaire où la pression est la même que la pression finale et où la température est la même que la température initiale ( $P_2, V', T_1$ ).

État initial : Pression =  $P_1$  Température =  $T_1$  et Volume =  $V_1$

↓

État intermédiaire : Pression =  $P_2$  Température =  $T_1$  et Volume =  $V'$

↓

État final : Pression =  $P_2$  Température =  $T_2$  et Volume =  $V_2$

Entre l'état initial et l'état intermédiaire, on applique la loi de Boyle-Mariotte puisque la transformation se fait à température constante:

$$(1) P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V'$$

Pour passer de l'état intermédiaire à l'état final, on applique la première loi de Charles et Gay-Lussac puisque la transformation se fait à pression constante:

$$(2) \frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

En éliminant « $V'$ » entre ces deux équations, on retrouve la loi des gaz parfaits pour une masse donnée de gaz.

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

Pour une mole de gaz à T.P.N., le rapport précédent ( $P.V/T$ ) est égal à la CONSTANTE DES GAZ PARFAITS :

$V = 22,4$  litres  $P = 101,3$  kPa  $T = 273$  K

$$R = \frac{101.3 \cdot 22.4}{273} = 8.31 \text{ kPa} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Pour une mole de gaz, la loi des gaz parfaits est donc traduite par la formule mathématique suivante:

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

Avec une quantité quelconque de gaz, la valeur de cette constante sera multipliée par le nombre de moles (n) et la loi des gaz parfaits sera donc traduite par la formule mathématique suivante:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = n \cdot R$$

Cela nous conduit à énoncer la loi générale des gaz parfaits pour un nombre de moles déterminé:

$$\mathbf{P \cdot V = N \cdot R \cdot T}$$

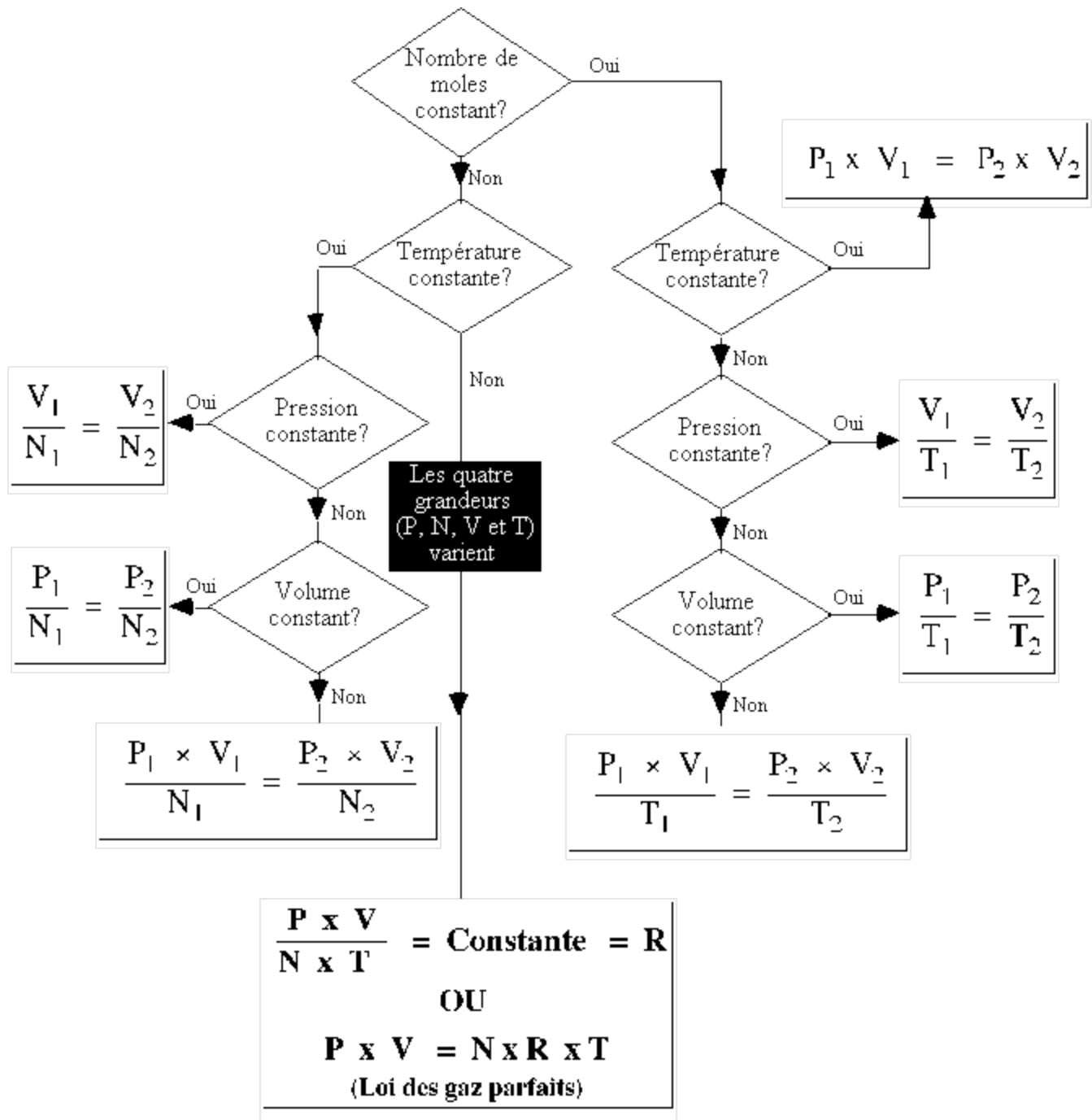
- P : Pression du gaz en kilopascals (kPa)
- V : Volume du gaz en litres (L)
- n : Nombre de moles du gaz
- T : Température du gaz en degrés Kelvin (K)
- R : Constante des gaz parfaits (8,31 kPa.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>)

On peut exprimer cette formule en fonction de la masse du gaz (m):

$$\mathbf{P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T}$$

- P : Pression du gaz en kilopascals (kPa)
- V : Volume du gaz en litres (L)
- m : Masse du gaz
- M : Masse molaire du gaz
- T : Température du gaz en degrés Kelvin (K)
- R : Constante des gaz parfaits (8,31 kPa.L.mol<sup>-1</sup>)

D'une manière générale, il sera facile de résoudre les problèmes sur les gaz en suivant l'organigramme de la page suivante.



## 6.7) LOI DE DALTON (PRESSIONS PARTIELLES)

Lorsqu'on mélange plusieurs gaz, les molécules de tous les gaz contribuent à donner au gaz sa pression totale. Comme les distances entre les molécules sont très grandes, on peut considérer que la pression partielle exercée par chaque gaz est la même que si le gaz occupait à lui seul tout le volume mis à la disposition du mélange.

Si on mélange dans un cylindre métallique, dont le volume est  $V$ ,  $N_1$  moles d'un gaz  $G_1$  avec  $N_2$  moles d'un gaz  $G_2$  et  $N_3$  moles d'un gaz  $G_3$ . La pression partielle du gaz  $G_1$  sera trouvée facilement en appliquant la loi des gaz parfaits:

$$P_1 \cdot V = N_1 \cdot R \cdot T \text{ avec } V = \frac{N \cdot R \cdot T}{P_T}$$

$$P_1 = \frac{N_1}{V} \cdot R \cdot T = \frac{N_1}{\frac{N \cdot R \cdot T}{P_T}} = \frac{N_1}{N} \cdot P_T$$

Comme la pression est proportionnelle au nombre de collisions moléculaires, la pression partielle de chaque gaz sera proportionnelle au nombre de moles de ce gaz et inversement proportionnelle au nombre total du gaz:

$$\text{Gaz } G_1 : P_1 = \frac{N_1}{N} \cdot P_T \quad \text{Gaz } G_2 : P_2 = \frac{N_2}{N} \cdot P_T \quad \text{Gaz } G_3 : P_3 = \frac{N_3}{N} \cdot P_T$$

Ainsi, si on mélange dans un contenant de un litre 3 moles de dioxygène, 1 mole de diazote et 2 moles de dihydrogène, les pressions partielles de chaque gaz seront calculées de la manière suivante (on supposera que la pression totale du mélange est 600 kPa):

$$P_{O_2} = \frac{3}{6} \cdot 600 = 300 \text{ kPa}$$

$$P_{N_2} = \frac{1}{6} \cdot 600 = 100 \text{ kPa}$$

$$P_{H_2} = \frac{2}{6} \cdot 600 = 200 \text{ kPa}$$

La pression totale est égale à la somme des pressions partielles.

## **6.8) LOI DE GRAHAN**

Tous les gaz ne diffusent pas à la même vitesse à une température donnée: les molécules de faible masse diffusent plus rapidement. En outre, les molécules plus légères passent plus rapidement à travers un trou: c'est la vitesse d'effusion.

Cette affirmation est une conséquence de la théorie cinétique des gaz puisqu'à une température donnée, les molécules de tous les gaz ont tous la même énergie cinétique moyenne:

$$E = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 = k \cdot T \text{ avec } k = \frac{R}{N_a}$$

k: constante de Boltzman

R: constante des gaz parfaits

Na: nombre d'Avogadro

Quand on mélange deux gaz, les énergies cinétiques moyennes des gaz en présence sont égales:

$$M_1 \cdot v_1^2 = M_2 \cdot v_2^2$$

$$\frac{M_1}{M_2} = \frac{v_2^2}{v_1^2} \text{ ou } \frac{v_2}{v_1} = \sqrt{\frac{M_1}{M_2}}$$

$$v_1 \cdot \sqrt{M_1} = v_2 \cdot \sqrt{M_2}$$

Cette relation mathématique traduit la loi de Graham qui peut s'énoncer comme suit:

À température constante la vitesse de diffusion d'un gaz est inversement proportionnelle à la racine carrée de la masse molaire d'un gaz : plus la masse molaire du gaz est petite et plus sa vitesse de diffusion sera grande. C'est donc l'hydrogène qui aura la plus grande vitesse de diffusion.

**Exemple: La vitesse de diffusion du dihydrogène est de 1 700 m/s à 273 K. Calculer la vitesse du dioxygène à cette même température. Exprimer cette vitesse en km/h.**

$$v_{H_2} \cdot 1\,700 \frac{m}{s} = 1\,700 \cdot 3.6 = 6\,120 \frac{km}{h}$$

$$v_2 = v_{H_2} \cdot \sqrt{\frac{M_{H_2}}{M_{O_2}}} = 1\,700 \cdot \sqrt{\frac{2}{32}} = \frac{6\,120}{4} = 1\,530 \text{ km/h}$$

## 7) LA STOECHIMÉTRIE ET LES GAZ

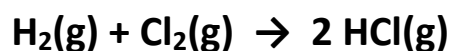
Les problèmes de stoechiométrie sont basés sur les rapports entre les nombres de moles. En ce qui concerne les gaz nous devons envisager deux sortes de problèmes :

- Calcul du volume d'un gaz à partir du volume d'un autre gaz dans la réaction chimique.

- Calcul du volume d'un gaz à partir du nombre de mole ou de la masse d'un autre produit de la réaction chimique.

**PREMIER CAS** : Ces problèmes sont très simples, puisque le rapport des volumes est égal au rapport du nombre de moles.

Exemple : On prépare le chlorure d'hydrogène selon le procédé suivant :



Quel volume de HCl peut-on obtenir à partir de 5 litres de  $\text{Cl}_2$  ?

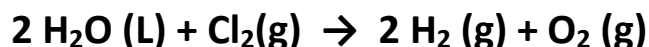


**DEUXIÈME CAS** : Il faudra calculer le nombre de moles à partir de la donnée .

- Si la donnée est un volume de gaz, il faudra calculer le nombre de moles dans les conditions de l'expérience (en utilisant la relation  $PV=nRT$ ) et ensuite procéder comme nous l'avons fait dans les calculs de stoechiométrie.

- Si la donnée est une masse ou un nombre de moles et si l'on demande de calculer le volume du produit obtenu dans les conditions de l'expérience, nous procéderons pour commencer comme nous l'avons fait dans les calculs de stoechiométrie, puis nous calculerons le résultat demandé à partir du nombre de moles en utilisant la loi générale des gaz parfaits ( $PV = nRT$ ).

Exemple : On prépare du dihydrogène en faisant l'électrolyse de l'eau. Calculer le volume de dihydrogène obtenu, sachant qu'au cours de la réaction, 1.8 g de d'eau a disparu et que l'expérience a été réalisée à 27 C et sous une pression de 150 kPa.



Le nombre de moles d'eau est :  $\frac{1.8 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 0.1 \text{ mol}$

Le nombre de moles de dihydrogène est : 0.1 mol. Le volume de dihydrogène est calculé en utilisant la loi des gaz parfaits :

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0.1 \cdot 8.31 \cdot 300}{150} = 1.662 \text{ L}$$

© René-Yves Hervé 2009