

# Licence Science de la Mer et de l'Environnement

## Physique Générale

### Chapitre 8 :Les gaz réels

#### 1 – Equation caractéristique d'un fluide

a) Un fluide est un corps déformable sous l'action d'une force très faible : gaz et liquides.

Un gaz occupe tout l'espace qui lui est offert. En réalité dans certaines conditions, on peut passer de manière continue d'un gaz à un liquide. Nous verrons cela dans un chapitre suivant.

b) Les molécules d'un fluide sont en mouvement incessant, désordonné, extrêmement rapide. On ne peut donc étudier que les effets moyens. Par exemple, à température constante, la distance moyenne entre molécules est constante. Elle est plus grande pour gaz que pour les liquides. La compressibilité des gaz est beaucoup plus grande que celle des liquides.

c) Les mouvements rapides des molécules d'un gaz favorisent l'échange. Un mélange gazeux est toujours homogène.

d) Si la hauteur n'est pas trop grande, la pression est la même en tout point d'une masse gazeuse.

e) Les variables **p**, (pression) **v**, (volume) **t**, (température) sont reliées entre elles. Si deux variables sont choisies, la troisième est fixée par l'équation :

$$f(p, v, t) = 0$$

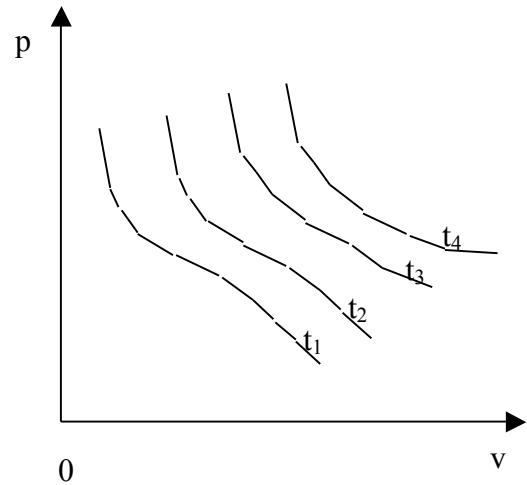
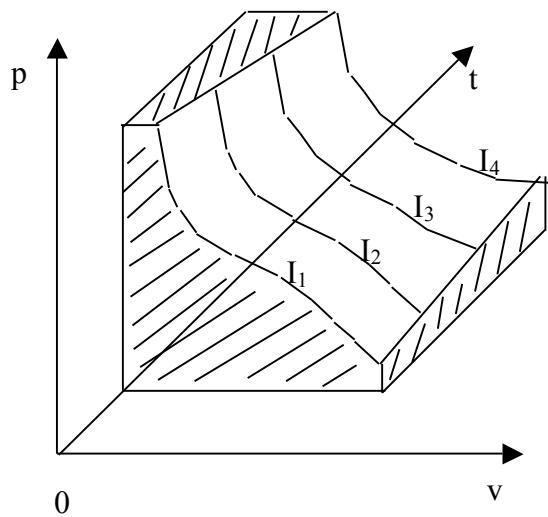
C'est l'équation caractéristique, ou l'équation d'état d'un fluide. Le but de l'étude des gaz est de rechercher cette équation.

#### 2 – Représentation des propriétés thermo élastiques des fluides

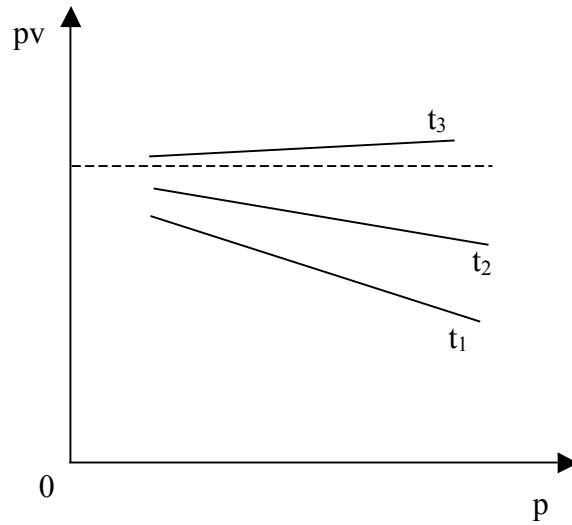
Il n'y a pas d'équation d'état valable pour tous les gaz, sauf dans le cas limite des gaz parfaits. Dans un espace à trois dimensions **p**, **v**, **t**, la fonction  $f(p, v, t)$  est une surface.

##### 2.1 Les isothermes

Les isothermes sont les courbes  $I_1, I_2, I_3, \dots$ . Ce sont les intersections de la surface avec les plans à température constante :  $t = \text{Cte}$ . C'est la représentation de Clapeyron.



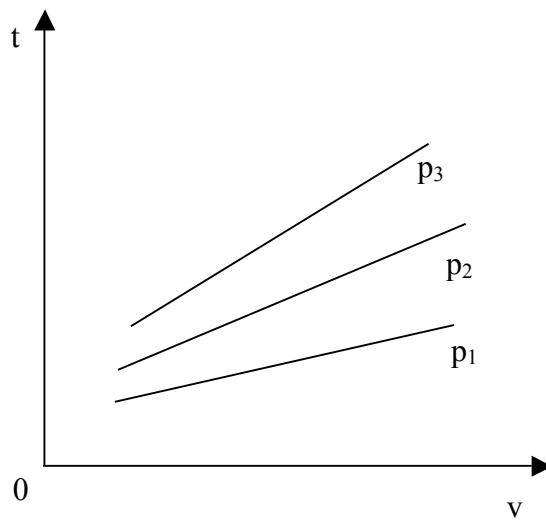
Pour des raisons pratiques, sachant qu'en général le produit  $pv$  est proche d'une constante, on peut tracer  $pv$  en fonction de  $p$ .



Représentation d'Amagat

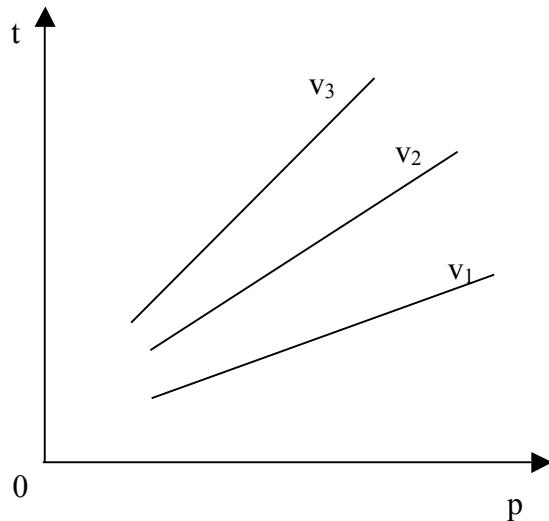
## 2.2 Les isobares

Si on coupe la surface caractéristique  $f(p,v,t)$  avec le plan  $p=Cte$ , on obtient un réseau d'isobares :  $g(v,t)=Cte$ . Ces courbes représentent la dilatation des gaz à pression constante.



## 2.3 Les isochores

Si on coupe la surface caractéristique  $f(p,v,t)=0$  par le plan  $v=Cte$ , on obtient un réseau d'isochores. Les isochores sont peu utilisées.



### 3 – Forme générale d'un réseau d'isothermes

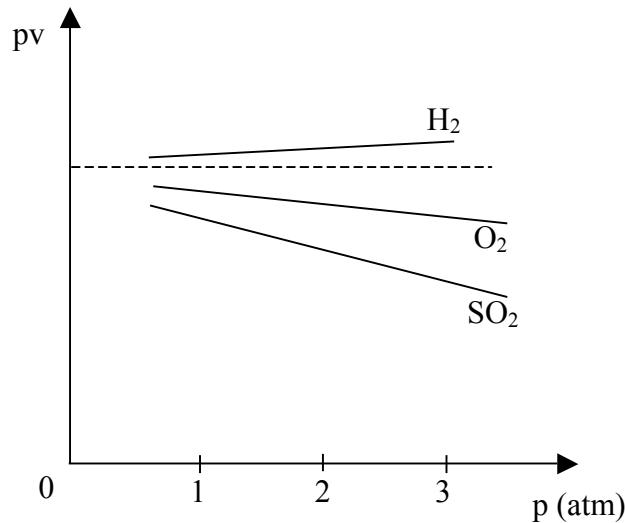
#### *Loi de Mariotte*

A température constante, le volume d'une masse de gaz varie en raison inverse de la pression :

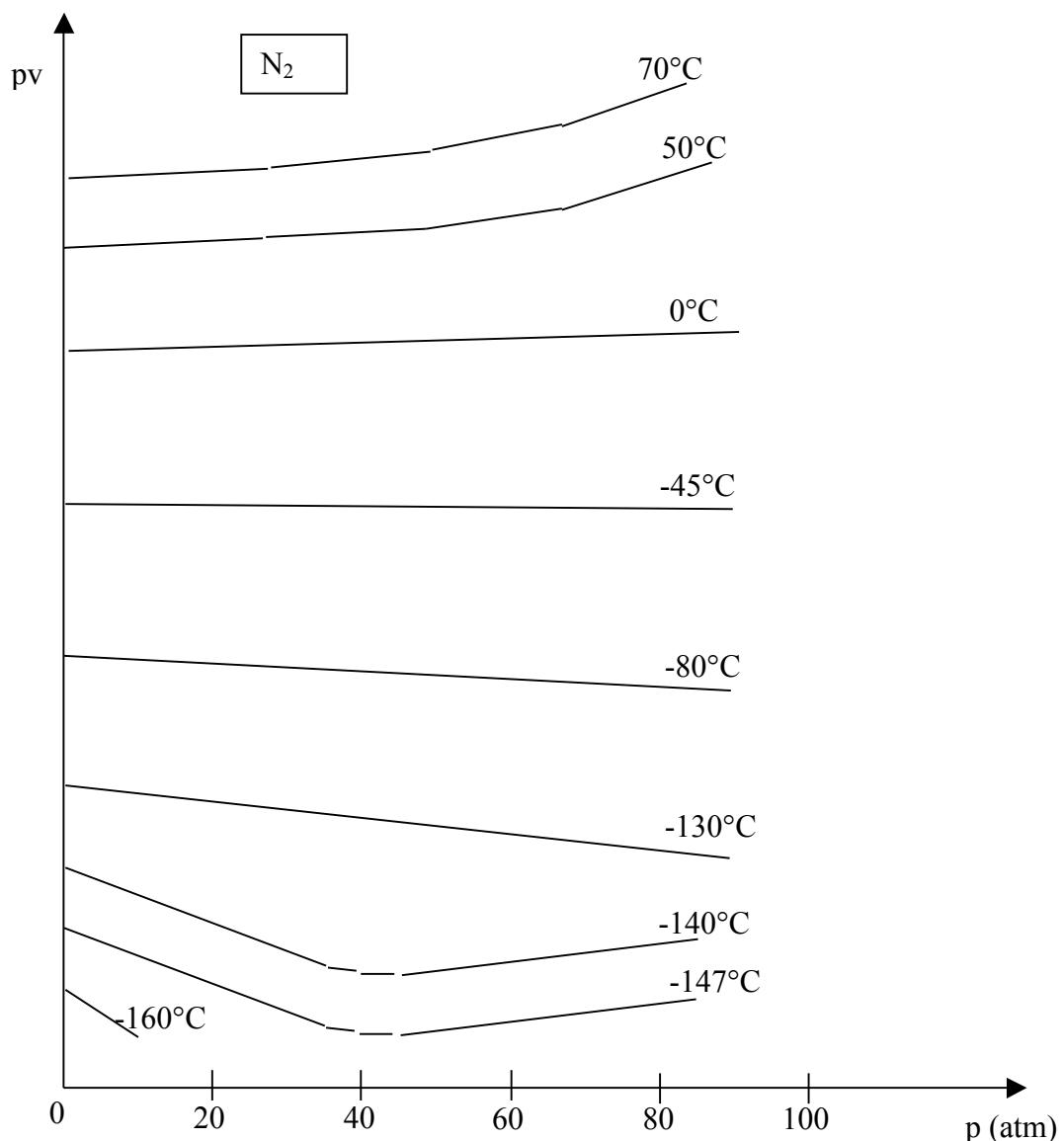
$$pv=A$$

La constante A ne dépend que de la température.

En réalité à la température ambiante tous les gaz s'éloignent de la loi de Mariotte.



L'hydrogène se comporte différemment des autres gaz comme on peut le voir sur la figure précédente. La pente est plus forte pour les gaz faciles à liquéfier comme  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CO}_2$ , beaucoup plus faible pour ceux difficiles à liquéfier comme :  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}$  et les gaz rares.



La température de  $-147^{\circ}\text{C}$  est la température critique. Pour  $t > t_{\text{c}}$ , il n'y a pas de liquéfaction possible.

À  $-160^{\circ}\text{C}$ , la courbe s'arrête, car l'azote devient liquide.

Les températures critiques sont :

|               |                        |
|---------------|------------------------|
| $\text{H}_2$  | $-240^{\circ}\text{C}$ |
| $\text{O}_2$  | $-118^{\circ}\text{C}$ |
| $\text{CO}_2$ | $31^{\circ}\text{C}$   |

À basse pression les isothermes sont des droites. À température constante, quand la pression tend vers zéro, c'est à dire le volume vers l'infini, le produit  $pv$  tend vers une limite constante. Ceci est vrai à toutes les températures.

#### 4 – Représentation des résultats dans le domaine des basses pressions

Pour un gaz réel, le produit  $pv$  n'est pas constant. On l'écrit donc :

$$pv = A + Bp + Cp^2 + \dots \quad (1)$$

En première approximation  $pv = A$ , donc  $p$  est proportionnel à  $\frac{1}{v}$ . On peut donc réécrire (1) sous la forme :

$$pv = A + \frac{B'}{v} + \frac{C'}{v^2} + \dots \quad (2)$$

En mettant la constante  $A$  en facteur, les relations (1) et (2) s'écrivent :

$$pv = A(1 + mp + np^2 + \dots) \quad (3)$$

$$pv = A\left(1 + \frac{m'}{v} + \frac{n'}{v^2} + \dots\right) \quad (4)$$

Les constantes :  $A, B, C, B', C', m, n, m', n'$  .... dépendent de la température.

Par exemple on peut prendre comme approximation :

$$\text{Si } p > 2 \text{ atm} \quad pv = A + Bp$$

$$\text{Si } p > 20 \text{ atm} \quad pv = A + Bp + Bp^2$$

**Exemple :** Argon

$$\text{A } -100^\circ\text{C} \quad pv = 0,6436 - 0,002872p + 0,00001021p^2$$

$$\text{A } 0^\circ\text{C} \quad pv = 1,00090 - 0,000908p + 0,000003p^2$$

$$\text{A } 400^\circ\text{C} \quad pv = 2,4666 + 0,000683p$$

#### 5 – Loi limite de Mariotte

Nous avons vu que  $pv = A + Bp + Cp^2 + \dots$

Si  $p \rightarrow 0$ , alors  $Bp \rightarrow 0$ , et  $Cp^2 \rightarrow 0$     Donc     $pv = A$

A température constante, le produit  $pv$  relatif à une masse gazeuse tend vers une limite finie quand  $p \rightarrow 0$ . Cette limite ne dépend que de la température.

Le gaz parfait n'existe pas, mais c'est une bonne approximation aux basses pressions.