

- Introduction.
  - Pression, suite
  - Température.
- Gaz parfaits.
- Fluides réels



1

*Pression, suite et fin.*

2

*Température.*

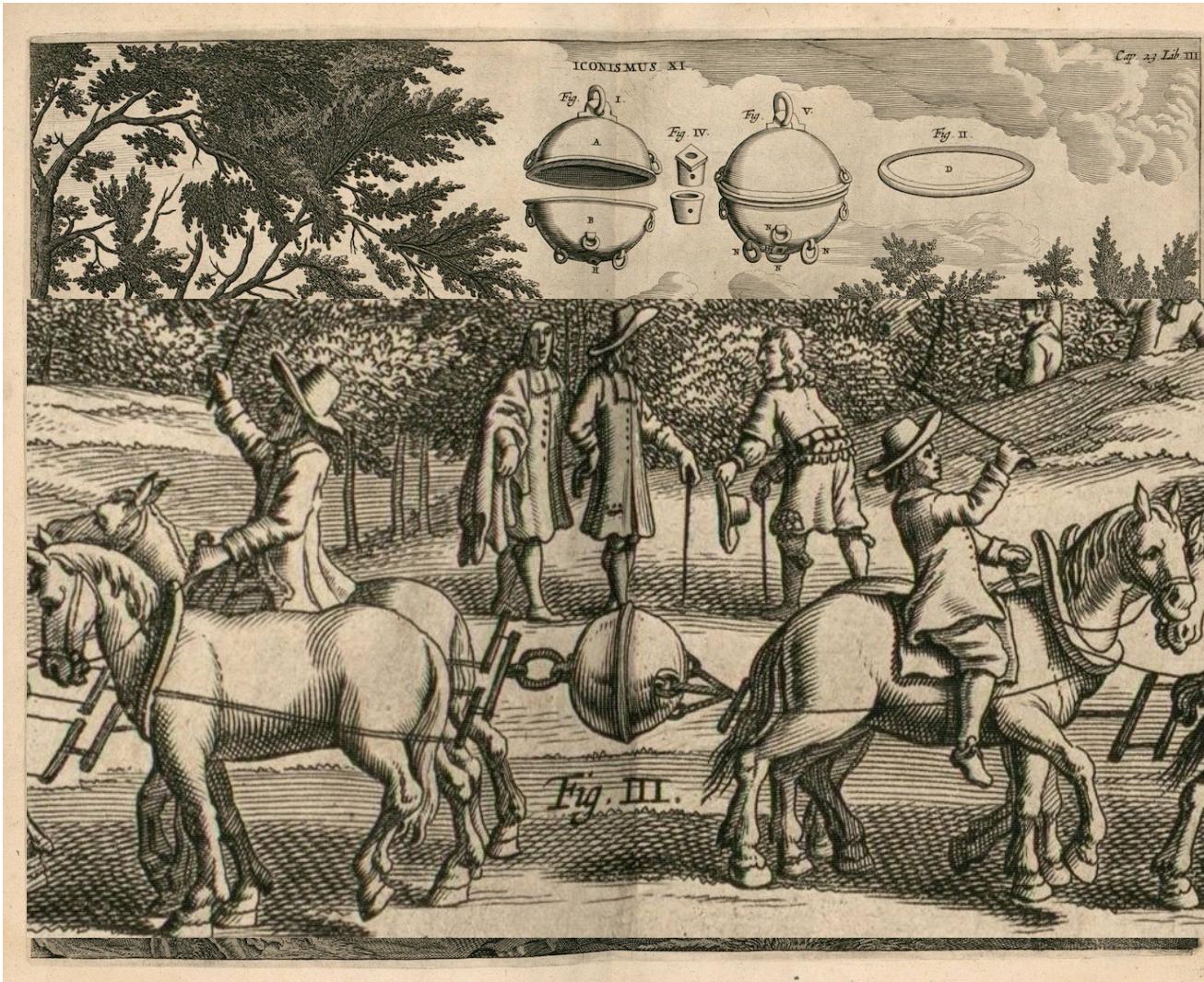
3

*Un gaz idéal, lois macroscopiques.*

4

*Gaz et fluides réels.*

## Hémisphères de Magdeburg (1654)



Source : Wikipedia

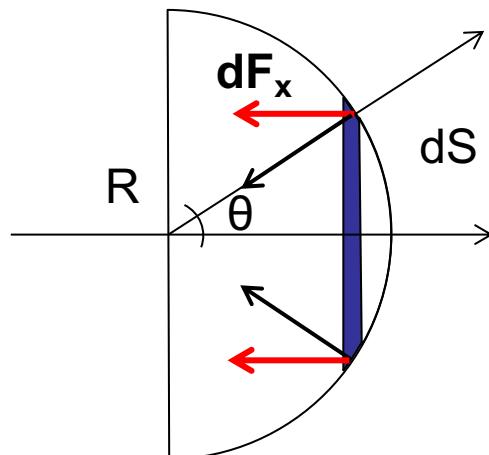


Otto von Guericke  
1602 - 1686

## Hémisphères de Magdeburg

- Calculez la force pour une demi-sphère de 10 cm de rayon

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ atm} \sim 10 \text{ N/cm}^2 & 1 \text{ atm} = 1013 \text{ mbar} \\ 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} & 1 \text{ mbar} = 1 \text{ hPa} \end{array}$$

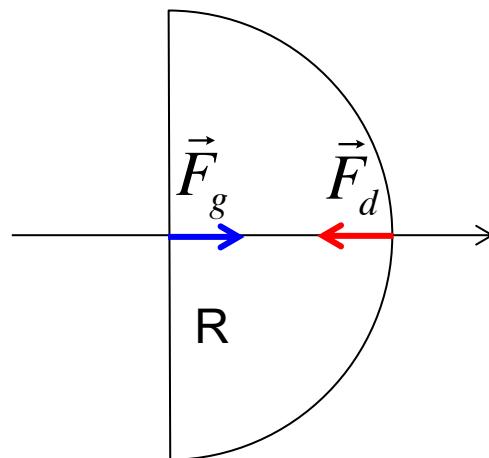


$$P = \frac{dF_{\perp}}{dS}$$

$$dF_x = -P dS \vec{u}_r \cdot \vec{u}_x = -P \cos \theta dS$$

$$F_x = \int_0^{\pi/2} -(P \cos \theta) (2\pi R^2 \sin \theta d\theta) = -2\pi R^2 P \int_0^{\pi/2} \sin \theta \cos \theta d\theta$$

$$= -2\pi R^2 P \left[ \frac{\sin^2 \theta}{2} \right]_0^{\pi/2} = -\pi R^2 P = -S.P$$



$$\vec{F}_d + \vec{F}_g = \vec{0}$$

$$\vec{F}_g = P S \vec{u}_x$$

$$\vec{F}_d = -P S \vec{u}_x = -\pi R^2 P \vec{u}_x$$

AN :  $F \approx 3000 \text{ N}$

1

Pression, suite et fin.

2

Température.

3

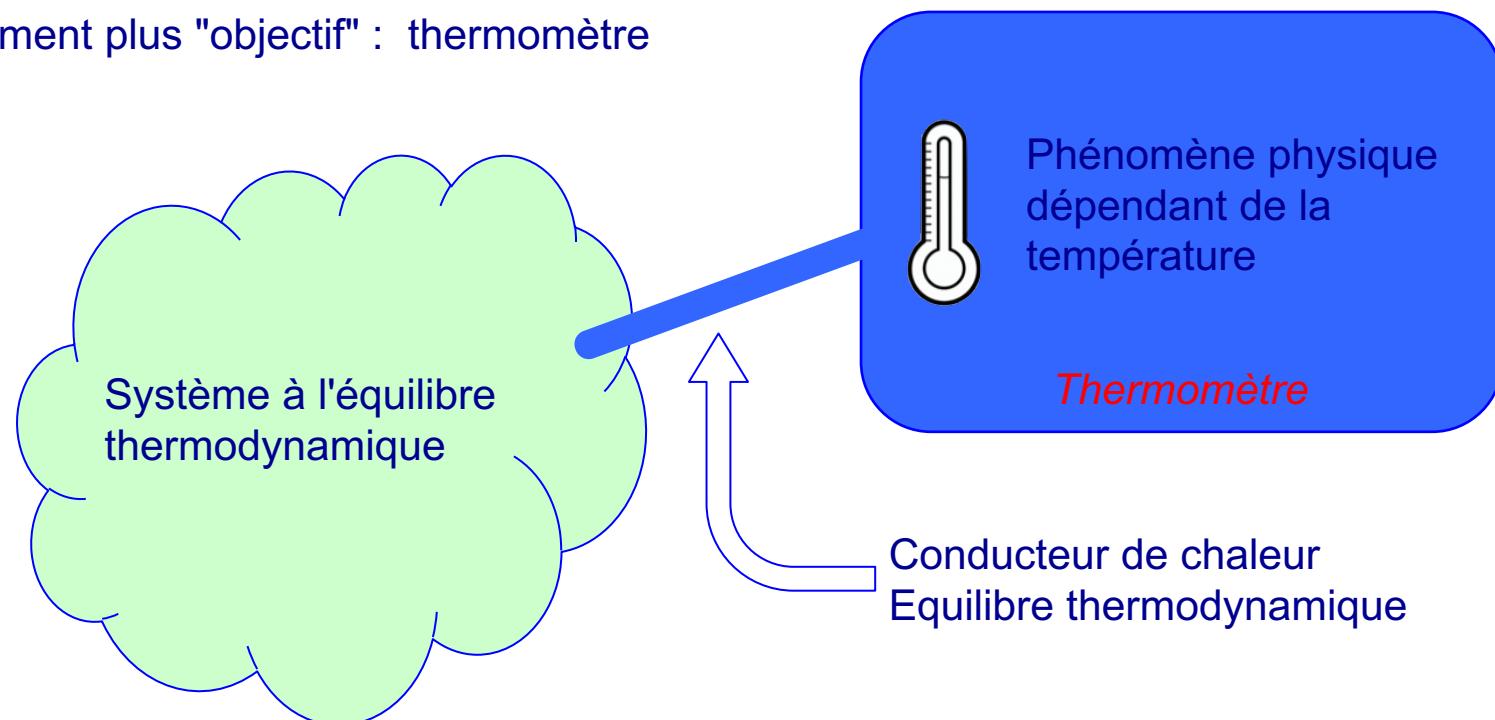
Un gaz idéal, lois macroscopiques.

4

Gaz et fluides réels.

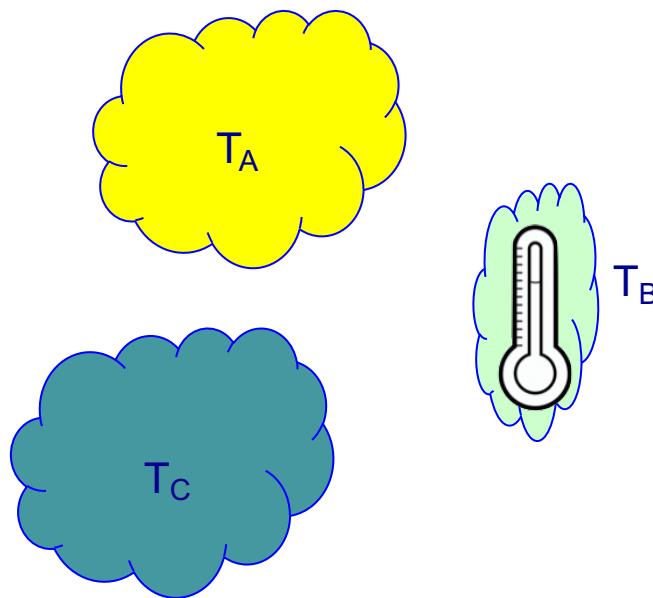
## Qu'est ce que la température ?

- Sens commun, sensations de chaud et de froid au toucher. *Très imparfait.*
- Sens du transfert de la chaleur (→ et plus cours sur les transferts de chaleur)  
Chaud : la chaleur va de l'objet vers la main  
Froid : la chaleur va de la main vers l'objet
- Instrument plus "objectif" : thermomètre



## Qu'est ce que la température ?

- Thermomètre : N'a d'utilité que si la propriété suivante est vérifiée :



Principe 0 :

Si A et B sont en équilibre thermique  
et B et C sont en équilibre thermique  
Alors

A et C sont en équilibre thermique

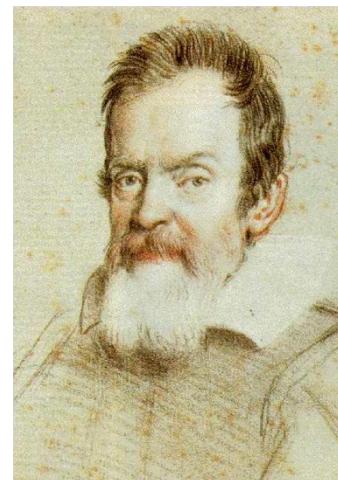
Ici : à l'équilibre thermique = "à la même température"

La température est une grandeur *intensive*

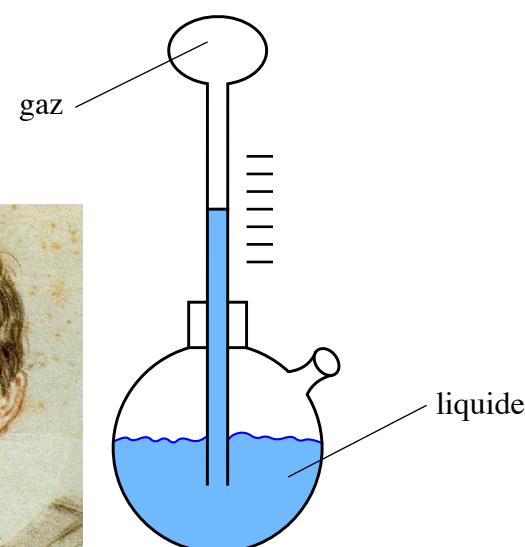
## Thermomètres

### G. GALILEE 1592

Thermomètre basé sur la dilatation d'un gaz

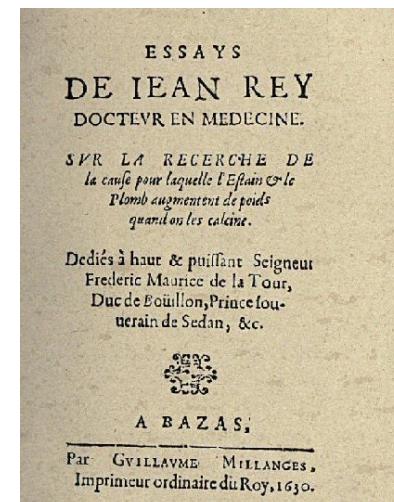


Galileo Galilei  
1564 - 1642

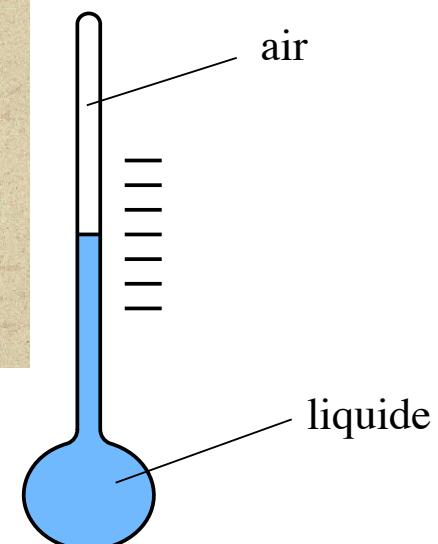


### J. REY 1631

Thermomètre basé sur la dilatation d'un liquide



Jean Rey  
ca.1583 – ca.1645



## Thermomètres

- Les premiers thermomètres avaient une échelle *arbitraire*. On les appelaient des **thermoscopes**.
- Définie ainsi c'est une grandeur *repérable* basée sur une loi physique. On échantillonne ensuite de manière linéaire les *degrés* de température entre deux points de référence.
- Cette température s'exprime en *degré*, par exemple  $^{\circ}\text{C}$  ou  $^{\circ}\text{F}$ .
- Amélioration : On peut la définir par rapport à des points de référence fixes définis par des phénomènes physiques (fusion de la glace par exemple).

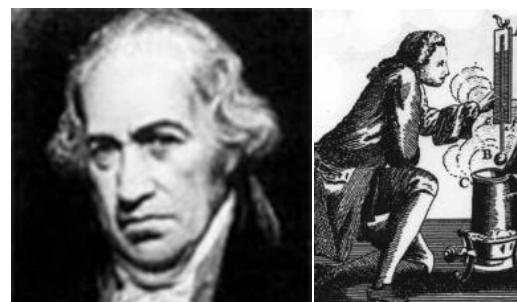
## Thermomètres

### Le premier thermomètre à alcool en 1654 :

50 graduations. En hiver, il descendait jusqu'à 7 degrés et montait en été jusqu'à 40 degrés. Il indiquait 13,5° dans la glace fondante.

### D.G. FAHRENHEIT Remplace l'alcool par du mercure, 1717 – 1724

Il donne au thermomètre sa forme définitive.



Daniel Gabriel Fahrenheit  
1686 - 1736



Un des trois thermomètres fabriqués par Fahrenheit.

## Problème de la référence de température

- En 1717, Fahrenheit pour éviter des températures négatives définit comme  $0^{\circ} F$  la température la plus basse qu'il pouvait atteindre par un mélange d'eau, de glace, et de sel, et à  $100^{\circ} F$  celle d'un cheval en bonne santé ?!
- Fahrenheit mit plus tard le point de référence supérieur à la température du sang humain et il divisa l'intervalle en 96 parties égales.

- En 1742 Celsius divise l'intervalle de température entre congélation (100) et ébullition (0) de l'eau en 100 parties égales. C'est le  $^{\circ} C$

$$T[{}^{\circ}F] = 32{}^{\circ}C + \frac{9}{5}T[{}^{\circ}C]$$



Anders Celsius  
1701 - 1744

## Zéro absolu

- Question : y a t'il un choix plus judicieux qu'un autre à l'origine de l'échelle de température (*i.e.*  $0^\circ$  ) ?
- → et plus dans le chapitre sur les gaz parfaits



Guillaume Amontons  
1663 - 1705



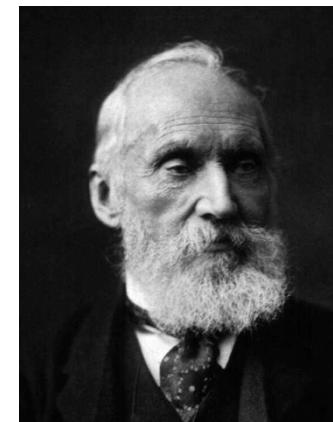
Louis Joseph Gay-Lussac  
1778 - 1850

### Température absolue :

*Proposée par Kelvin en 1848*

$$T[^\circ K] = T[^\circ C] + 273,15 \text{ K}$$

Pourquoi  $273,15^\circ \text{ C}$  ?  
→ chapitre sur le gaz parfait



William Thomson (Lord Kelvin)  
1824 - 1907

## Différents thermomètres actuels

- La gamme des températures rencontrées en physique ainsi qu'en technologie est très grand (-273,1499999... ° C à quelques 1 000 000° C)
- Chaque thermomètre présente un intervalle de température optimum

thermomètre	T [°C]	principe	$\Delta T$
mercure	-38	+800	$\alpha_{\text{liqui.}}$
alcool	-110	+210	"
bâton métall.	-150	+1000	$\alpha_{\text{sol.}}$
bi-métal	-150	+500	"
fil métal	-250	+1000	$R$
semicond.	-273	+400	"
Ni-CrNi	-270	+1370	$V_{th}$
WRe-WRe	-200	+3000	"
pyromètre	+800	+3000	radiation $\lambda[T]$

1

*Pression, suite et fin.*

2

*Température.*

3

*Un gaz idéal, lois macroscopiques.*

4

*Gaz et fluides réels.*

## Lois historiques des gaz parfaits

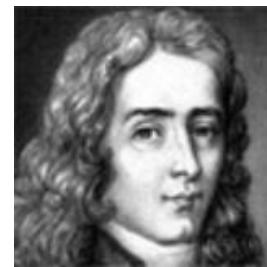
Variables d'état : pression P, volume V, nombre de moles n et température T

- 1662/1676 Loi de Boyle (1627-1691) et Mariotte (1620-1684)

$$PV = Cst \quad @ \quad T = Cst$$



Robert Boyle  
1627 - 1691



Edme Mariotte  
1620 - 1684

- 1787 Loi de Charles (1746-1823)

$$\Delta P \propto \Delta T \quad @ \quad V = Cst$$



Jacques Charles  
1746 - 1823

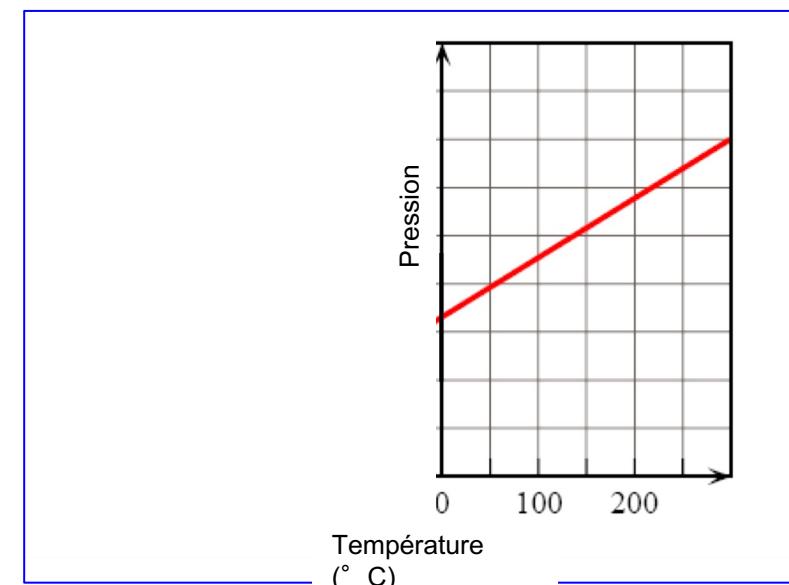
## Problème de la référence de température, suite

### Les bonnes surprises de la loi de J. Charles

#### Lois des gaz parfaits

1787 Loi de Charles :  $\Delta P \propto \Delta T$  (à  $V = \text{cte}$ )

- Mais quelle origine des températures prendre pour pouvoir écrire  $P \propto T$  (à  $V = \text{cte}$ ) ?
- C'est toujours possible, mais cette origine est elle universelle ?



## Zéro absolu

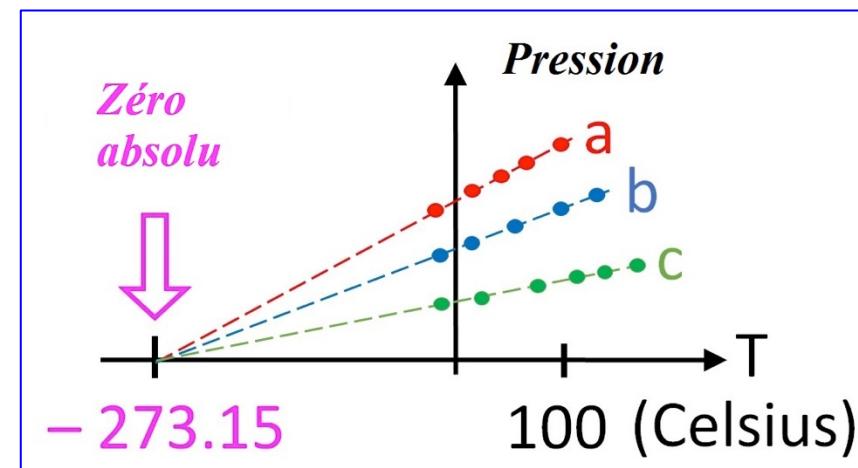
- Le premier à avoir eu l'intuition d'un zéro absolu est Guillaume Amontons (1702).
- Un siècle plus tard en 1802 Gay-Lussac peut réaliser des mesures précises.



Guillaume Amontons  
1663 - 1705



Louis Joseph Gay-Lussac  
1778 - 1850



- Lorsque l'on diminue la pression d'un gaz à volume constant, la température diminue linéairement jusqu'à sa liquéfaction.
- Si on prolonge cette droite, on obtient pour  $P = 0$ , la valeur du zéro *absolu* :  $-273,15^\circ C$

$$@V = Cst : P = Cst \cdot (T_{\circ C} + \alpha) \quad \alpha = 273,15^\circ C \quad \forall \text{ gaz (parfait)}$$

## Lois historiques des gaz parfaits

- 1802 Loi de Gay-Lussac (1778-1850)

$$\Delta V \propto \Delta T \quad @ \quad P = Cst$$



Louis Joseph Gay-Lussac  
1778 - 1850

- 1811 Loi d'Avogadro (1776-1856)

Le nombre de moles,  $n$ , contenues dans un volume  $V$  à  $P$  et  $T$  donnés est constant et indépendant du gaz (parfait)



Amedeo Avogadro  
1776 - 1856

Note, nombre utile à connaître :

**CNTP** : Conditions Normales de Température et de Pression (0° C, 1013,25 hPa)

Dans des CNTP, le volume d'une mole de gaz parfait est indépendant du gaz et vaut

$$V_{n=1 \text{ mole}} = 22,4 \text{ litres}$$

- Loi de Boyle-Mariotte
- Loi de Charles
- Loi de Gay-Lussac

$$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{PV}{T_{\text{absolue}}} = \text{Cst}$$

- "Bonnes surprises" de la Loi de Charles
- Loi d'Avogadro

$$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \Rightarrow \text{Cst} \propto n_{\text{moles}}, \quad \frac{PV}{n_{\text{moles}} T_{\text{absolue}}} = \text{Cte}$$

Notée R : **constante des gaz parfaits**

**Equation d'état des gaz parfaits**

$$PV = nRT$$

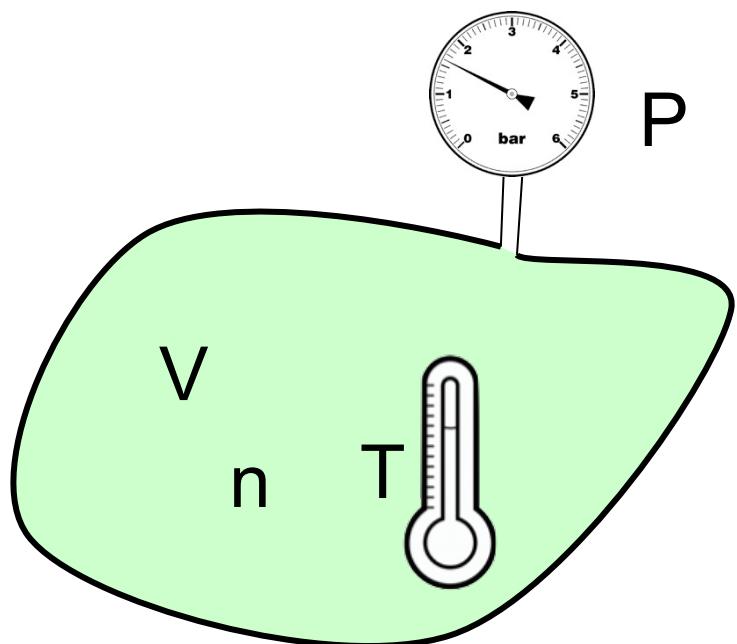
avec P : pression

V : volume

T: température **absolue**

n: nombre de moles

R: constante des gaz parfaits  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ , R est **indépendante** du gaz parfait



**Nombre de variables d'état indépendantes : 3 parmi P, V, n et T**

## Lois historiques des gaz parfaits

- Soient deux gaz parfaits différents dans un même volume V à T constante

On a

pour le gaz 1:  $p_1, n_1, V, T$

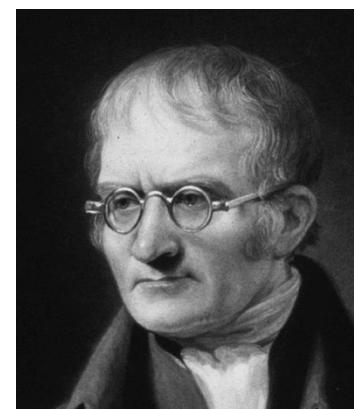
pour le gaz 2:  $p_2, n_2, V, T$

- Le mélange des deux gaz forment un gaz parfait tel que :

Dans le volume V, à la température T

$$n = n_1 + n_2$$

$$p = p_1 + p_2$$

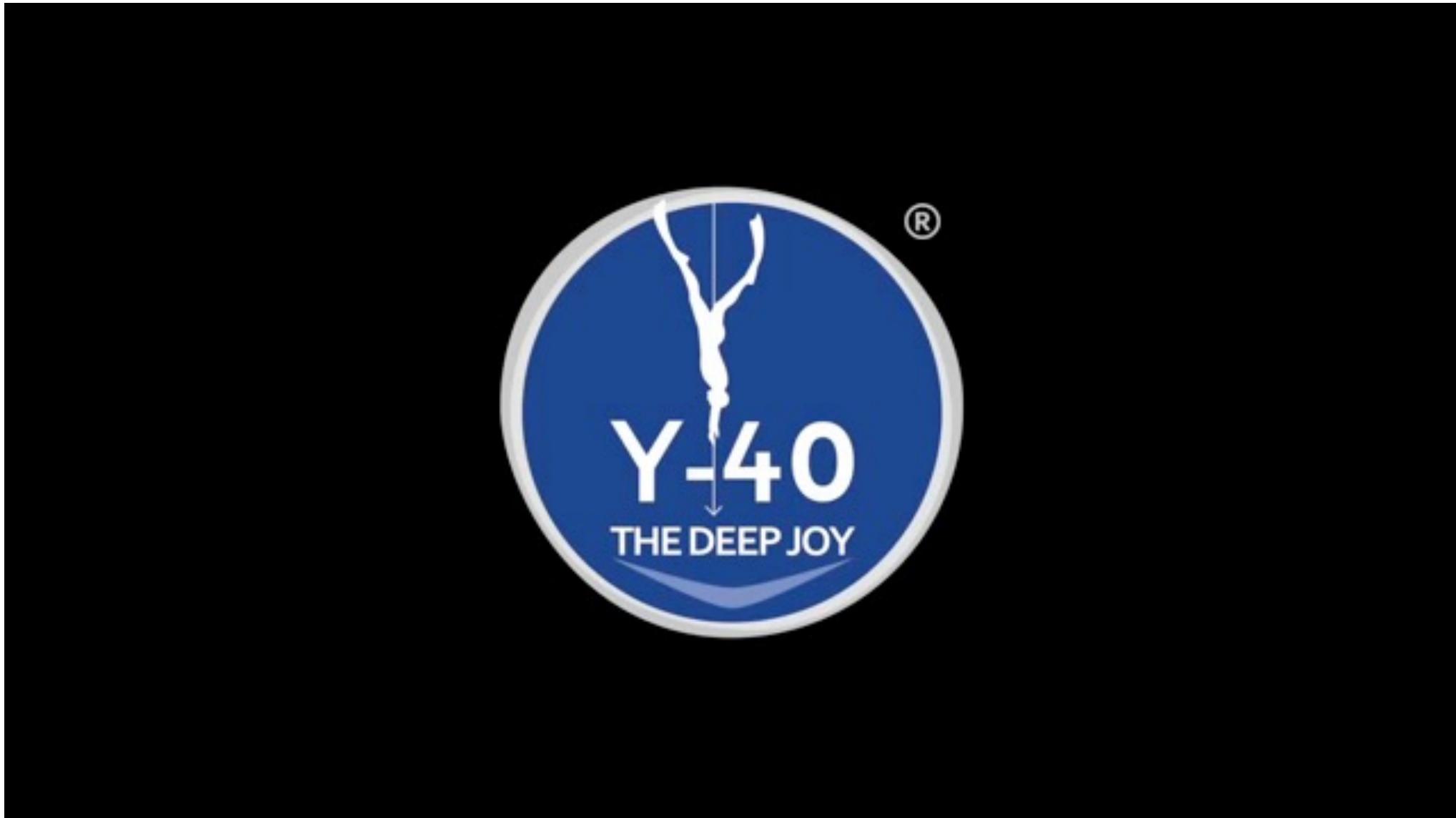


John Dalton  
1766 - 1844

On appelle  $p_1$  et  $p_2$  les **pressions partielles**.

La pression d'un mélange de plusieurs gaz parfaits est la somme des pressions partielles de chacun des gaz.

**Loi de Dalton 1801**



Source : [www.youtube.com/watch?v=gyFDrD69M\\_A](https://www.youtube.com/watch?v=gyFDrD69M_A)

1

*Pression, suite et fin.*

2

*Température.*

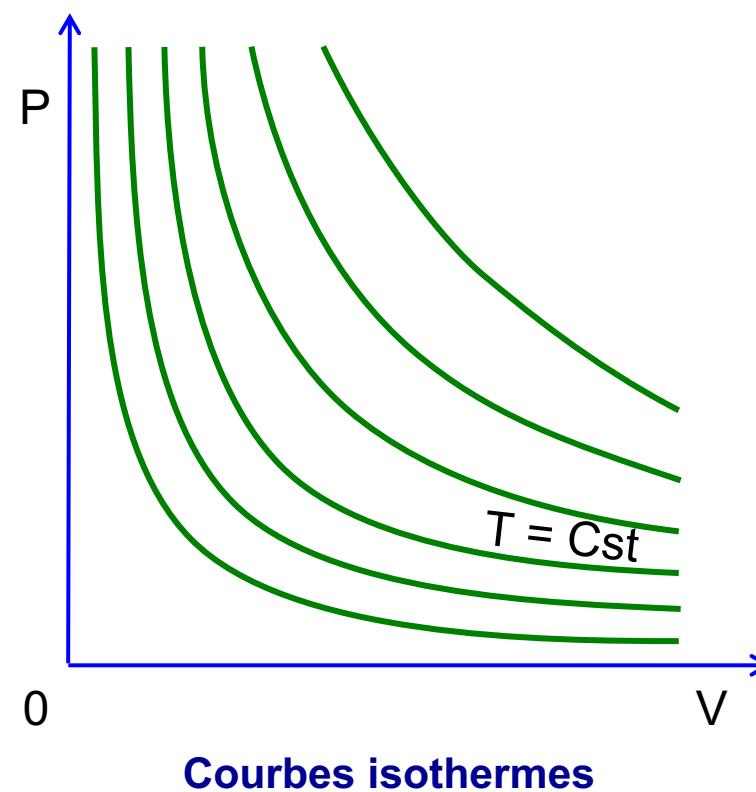
3

*Un gaz idéal, lois macroscopiques.*

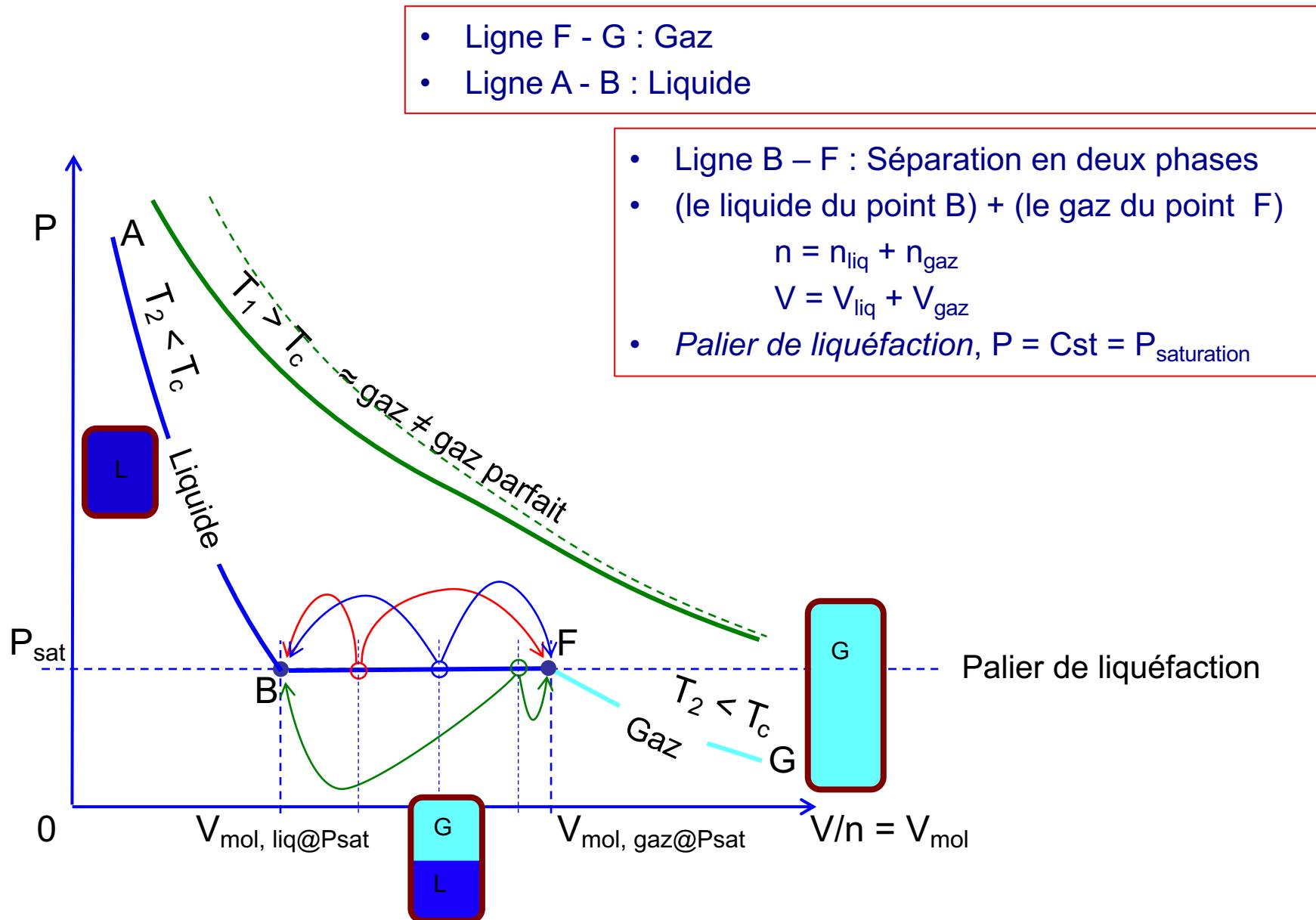
4

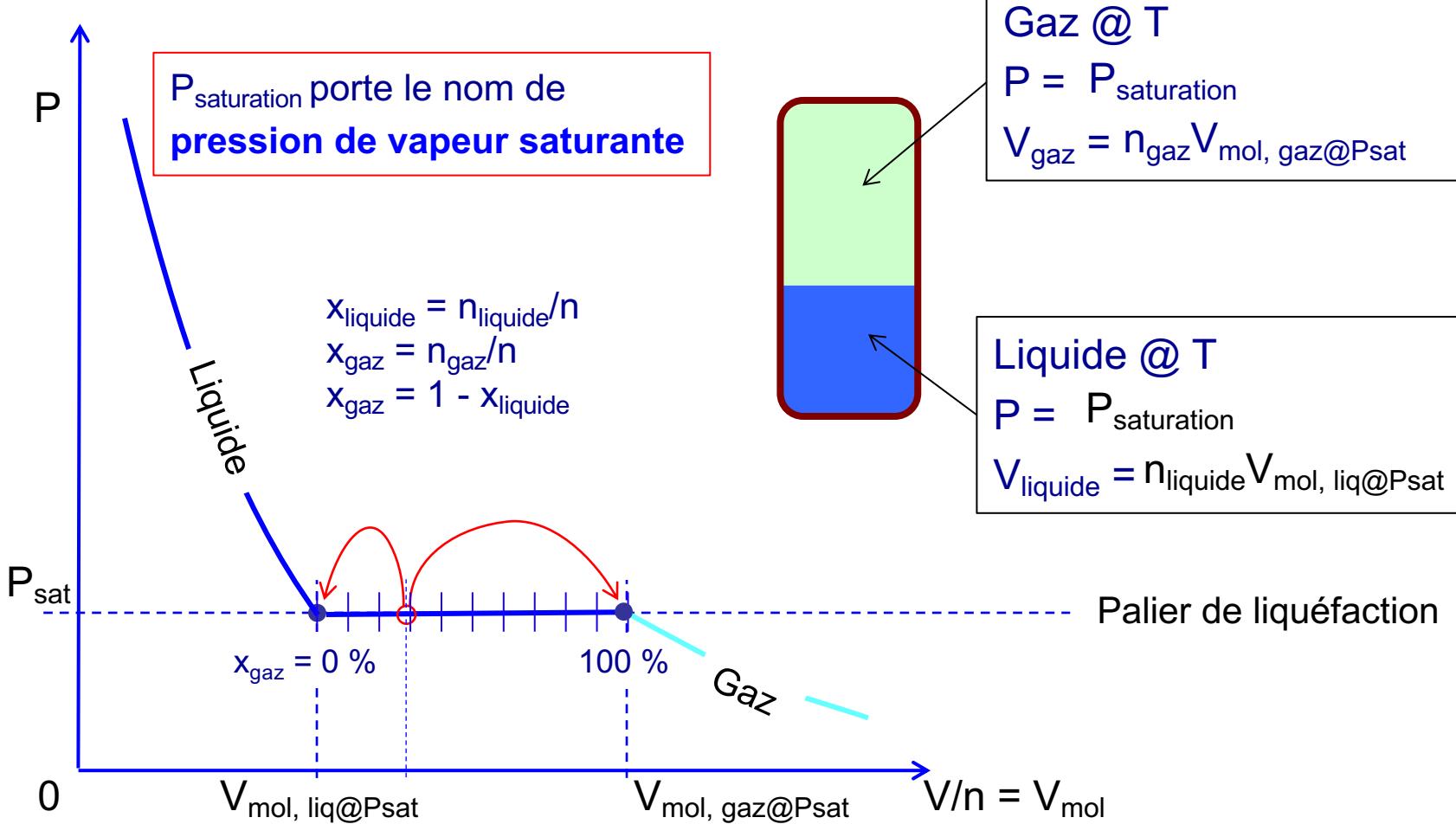
*Gaz et fluides réels.*

$$p = \frac{nRT}{V}$$

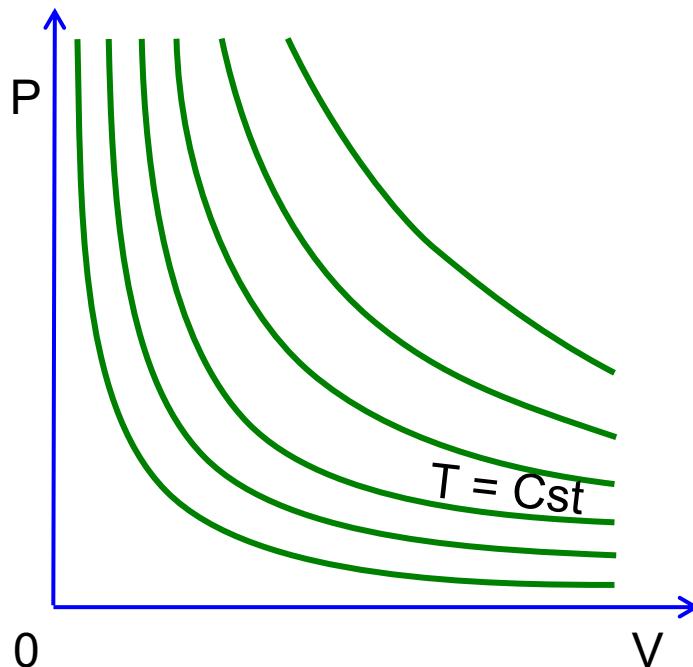


Courbes isothermes

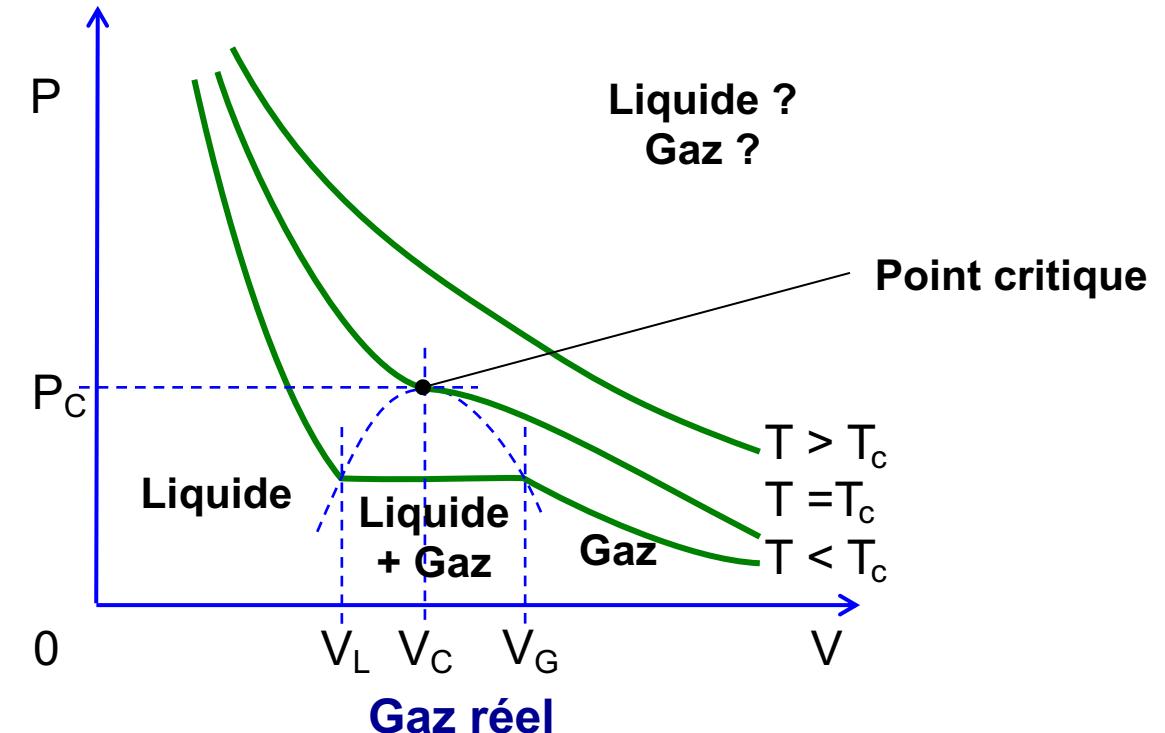




## Gaz réel



Gaz parfait



Gaz réel

- Si  $T_2 > T_c$ , le fluide se comprime régulièrement en restant à l'état gazeux, mais la loi  $p = f(V)$  s'écarte sensiblement de celle du gaz parfait
- Si  $T_1 < T_c$ , on observe un début de *liquéfaction* du gaz pour  $V = V_G$ . La partie de gaz liquéfiée augmente progressivement si le volume diminue. Pour  $V = V_L$ , il n'y a plus que du *liquide* et la liquéfaction est totale
- Si  $T_1 = T_c$ , le palier de liquéfaction horizontal se réduit à un point d'inflexion à tangente horizontale caractérisé par les valeurs  $(p_c, V_c, T_c)$

1

Température

2

Loi des gaz parfaits

$$pV = nRT$$

*n nombre de moles  
R constante des gaz parfaits*

3

Température absolue

4

Pression partielle

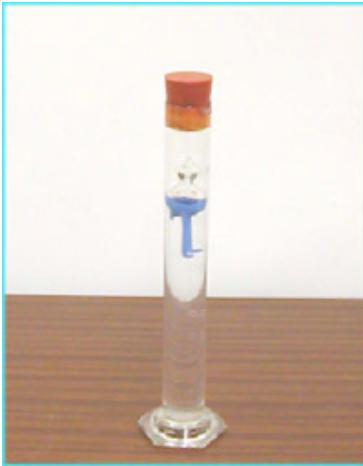
5

Fluide réel, palier de liquéfaction, pression de saturation

# Expériences de cours

Expériences auditoires EPFL : [auditoires-physique.epfl.ch](http://auditoires-physique.epfl.ch)

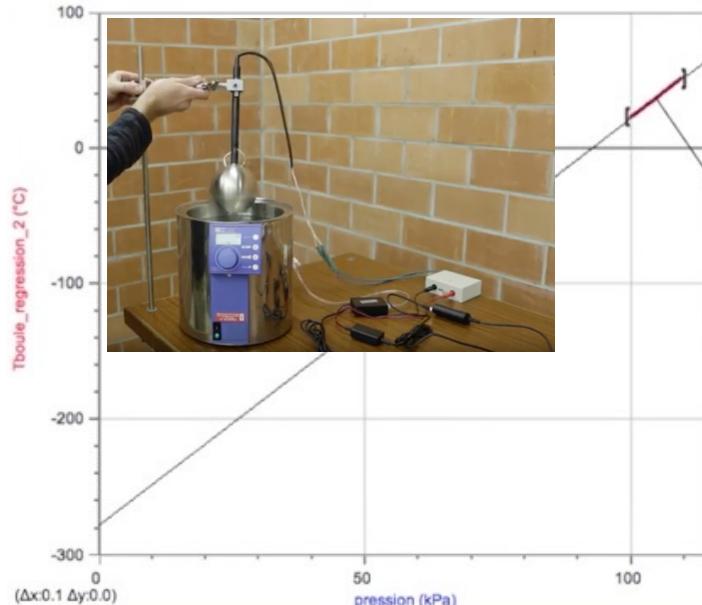
Chaine YouTube : [www.youtube.com/channel/UC4htKGfCRRkFylqAo8DGocg](https://www.youtube.com/channel/UC4htKGfCRRkFylqAo8DGocg)



Flotteur creux, Ludion



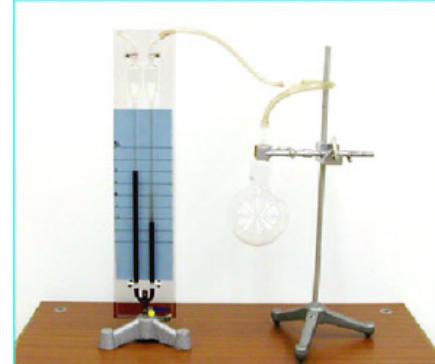
Loi de Boyle-Mariotte



Mesure du zéro absolu



Hémisphères de Magdebourg



Thermomètre à gaz



Palier de liquéfaction