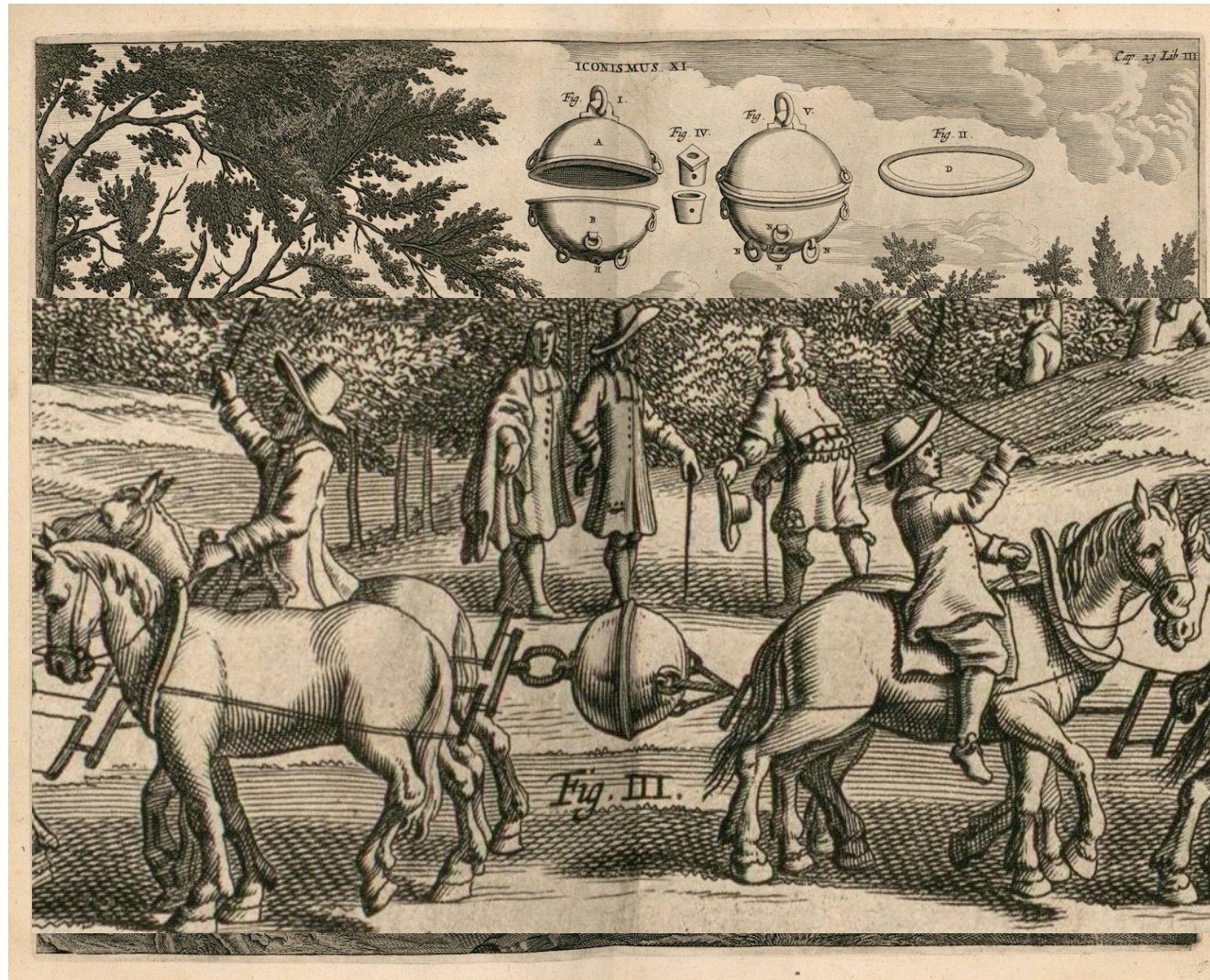


- Introduction.
 - Pression, suite
 - Température.
- Gaz parfaits.
- Fluides réels



- 1 *Pression, suite et fin.*
- 2 *Température.*
- 3 *Un gaz idéal, lois macroscopiques.*
- 4 *Gaz et fluides réels.*

Hémisphères de Magdeburg (1654)



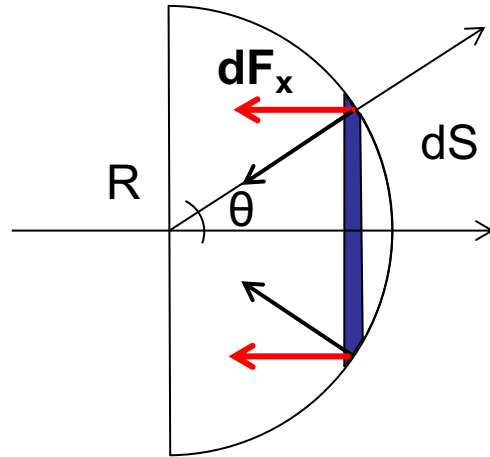
Otto von Guericke
1602 - 1686

Source : Wikipedia

Hémisphères de Magdeburg

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

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

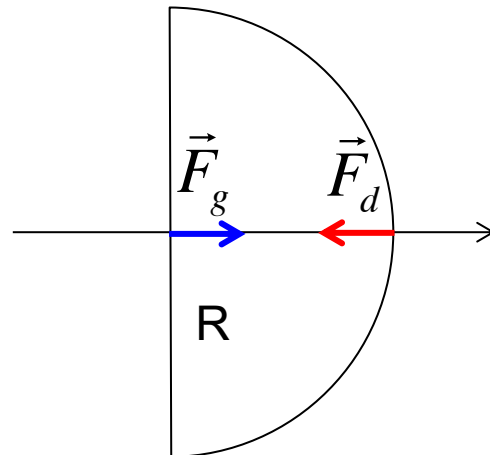


$$P = \frac{dF_{\perp}}{dS}$$

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

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

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



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

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

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

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

1

Pression, suite et fin.

2

Température.

3

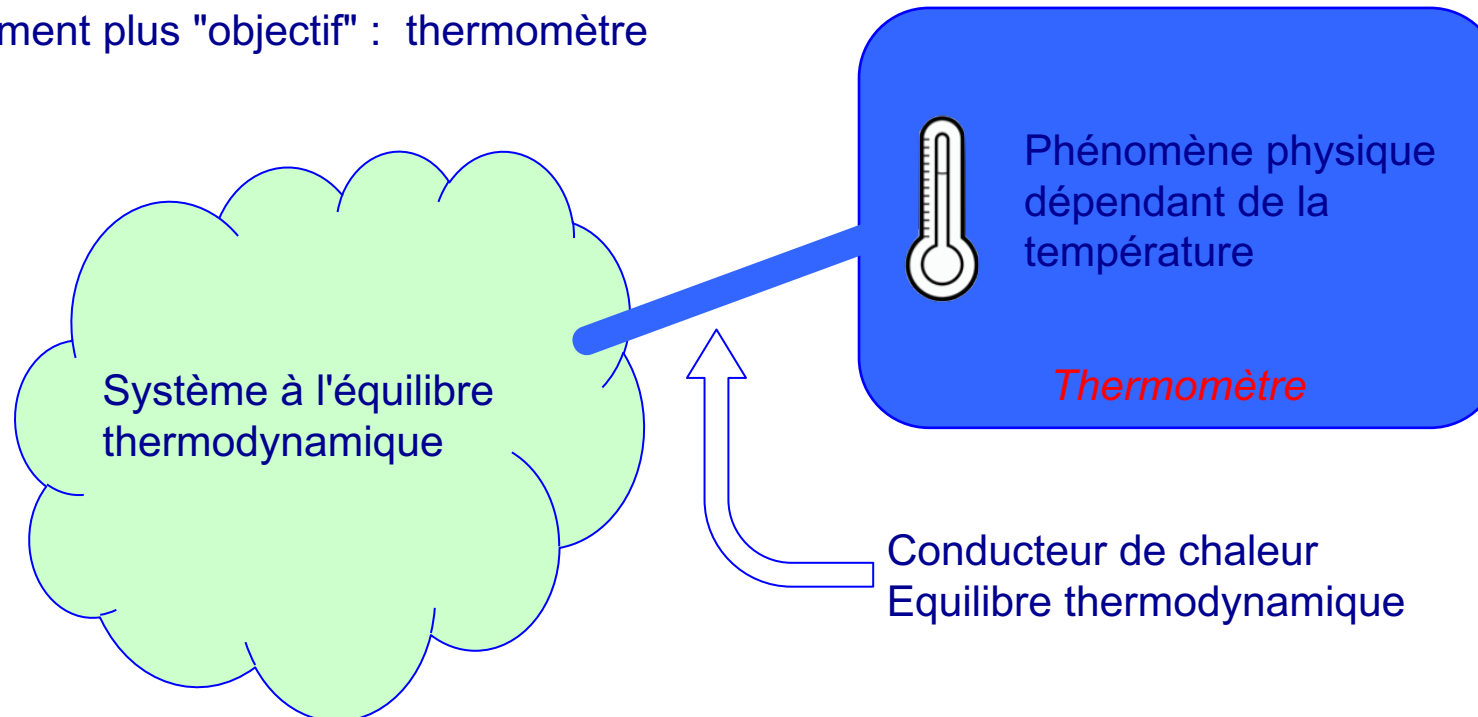
Un gaz idéal, lois macroscopiques.

4

Gaz et fluides réels.

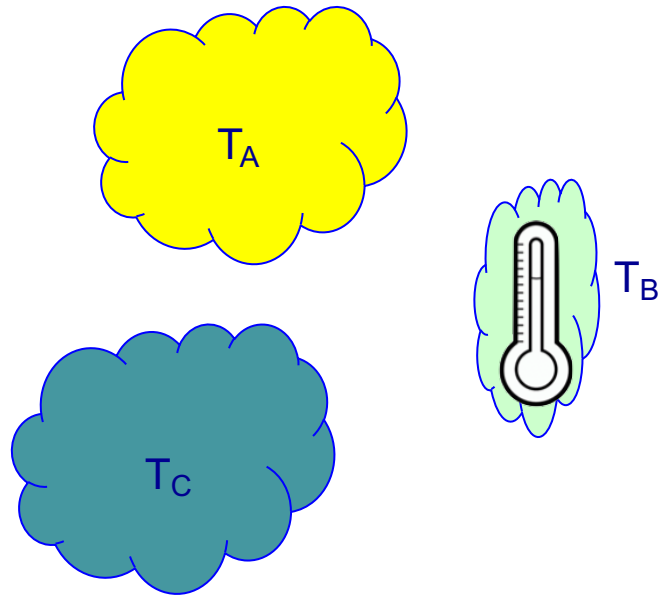
Qu'est ce que la température ?

- 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

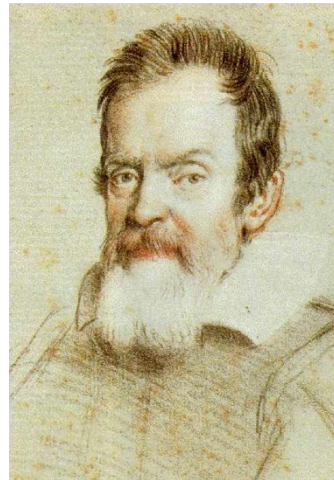
Ici : à l'équilibre thermique = "à la même température"

La température est une grandeur *intensive*

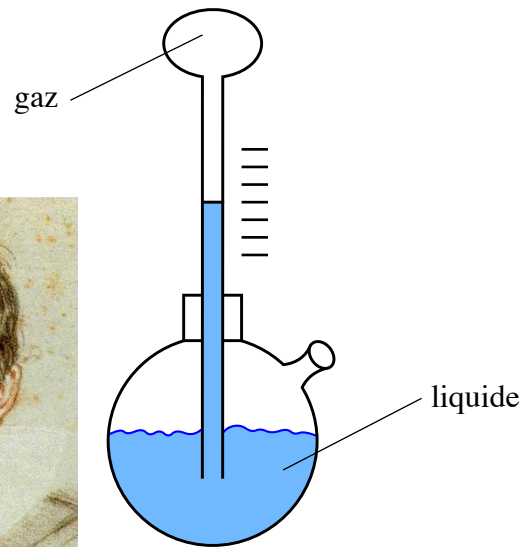
Thermomètres

G. GALILEE 1592

Thermomètre basé sur la
dilatation d'un gaz

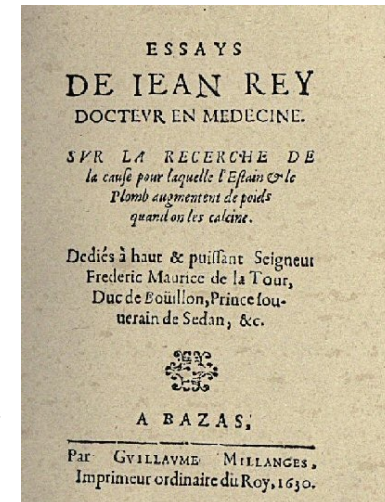


Galileo Galilei
1564 - 1642

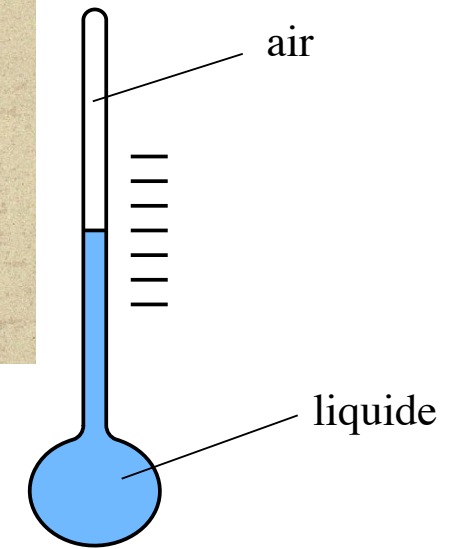


J. REY 1631

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 ° C ou ° 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).

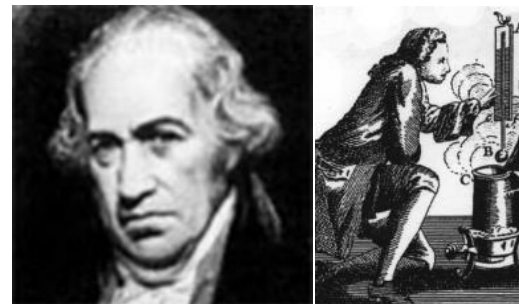
Thermomètres

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° F la température la plus basse qu'il pouvait atteindre par un mélange d'eau, de glace, et de sel, et à 100° 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 ° 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°) ?
- → et plus dans le chapitre sur les gaz parfaits



Guillaume Amontons
1663 - 1705



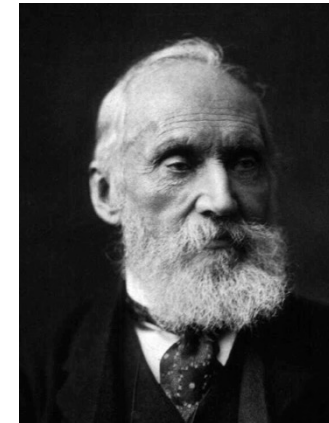
Louis Joseph Gay-Lussac
1778 - 1850

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 grande ($-273,1499999\dots^\circ\text{C}$ à quelques $1\,000\,000^\circ\text{C}$)
- Chaque thermomètre présente un intervalle de température optimum

thermomètre	T [$^\circ\text{C}$]		principe	ΔT
mercure	-38	+800	$\alpha_{\text{liqui.}}$	0.1 $^\circ\text{C}$
alcool	-110	+210	"	"
bâton métall.	-150	+1000	$\alpha_{\text{sol.}}$	1-2 %
bi-métal	-150	+500	"	"
fil métal	-250	+1000	R	0.1-1 $^\circ\text{C}$
semicond.	-273	+400	"	"
Ni-CrNi	-270	+1370	V_{th}	0.01 $^\circ\text{C}$
WRe-WRe	-200	+3000	"	"
pyromètre	+800	+3000	radiation $\lambda[T]$	2-20 $^\circ\text{C}$

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)

$$PV = C_{st} \quad @ \quad T = C_{st}$$



Robert Boyle
1627 - 1691



Edme Mariotte
1620 - 1684

- 1787 Loi de Charles (1746-1823)

$$\Delta P \propto \Delta T \quad @ \quad V = C_{st}$$



Jacques Charles
1746 - 1823

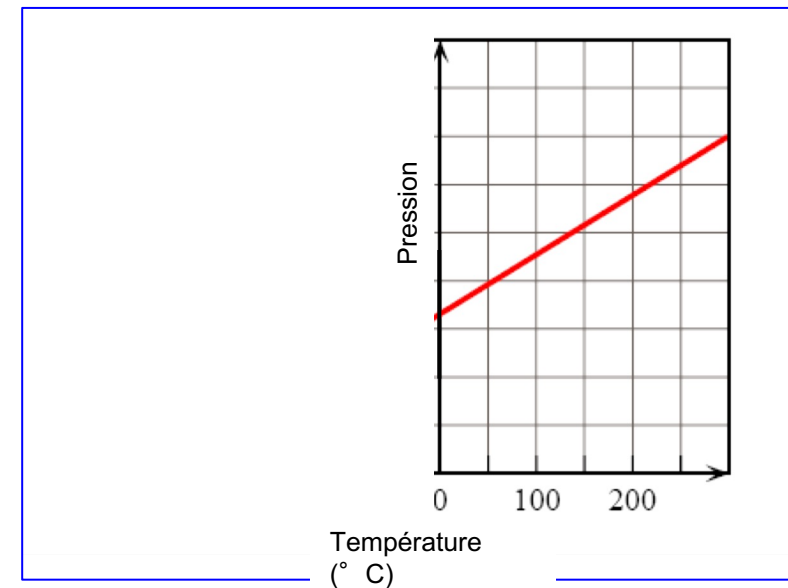
Problème de la référence de température, suite

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

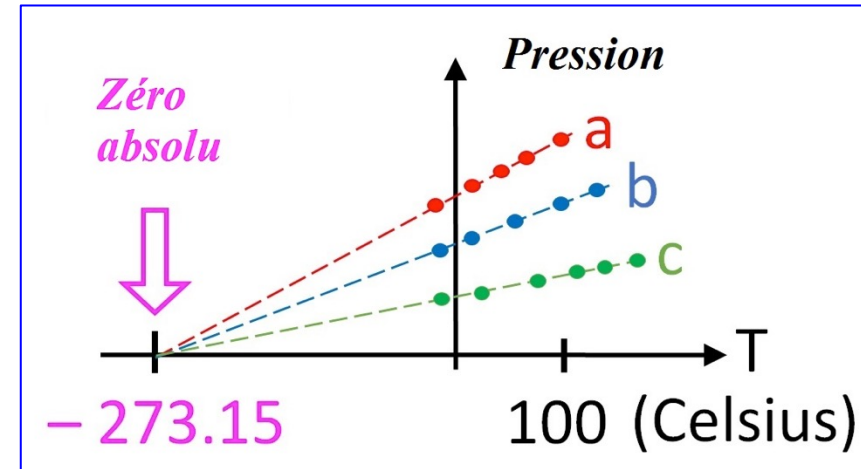
- Le premier à avoir eu l'intuition d'un zéro absolu est Guillaume Amontons (1702).
- Un siècle plus tard en 1802 Gay-Lussac peut réaliser des mesures précises.



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* : $-273,15^{\circ}\text{C}$

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

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 : **C**onditions **N**ormales de **T**empérature et de **P**ression (0°C , 1013,25 hPa)

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

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

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

$$\left. \begin{array}{l} \text{Loi de Boyle-Mariotte} \\ \text{Loi de Charles} \\ \text{Loi de Gay-Lussac} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{PV}{T_{\text{absolue}}} = C_{\text{st}}$$

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

$$\left. \begin{array}{l} \text{"Bonnes surprises" de la Loi de Charles} \\ \text{Loi d'Avogadro} \end{array} \right\} \Rightarrow C_{\text{st}} \propto n_{\text{moles}}, \quad \frac{PV}{n_{\text{moles}} T_{\text{absolue}}} = C_{\text{te}}$$

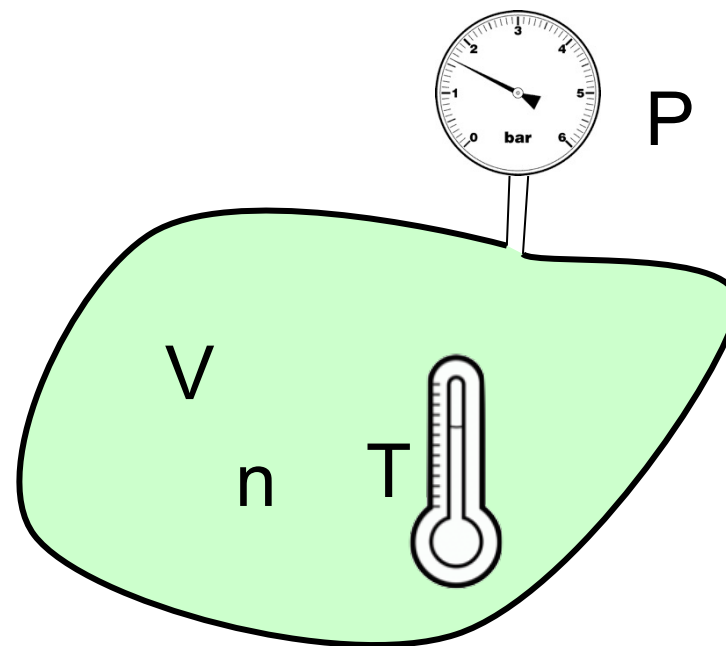
Notée R : **constante des gaz parfaits**

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 :

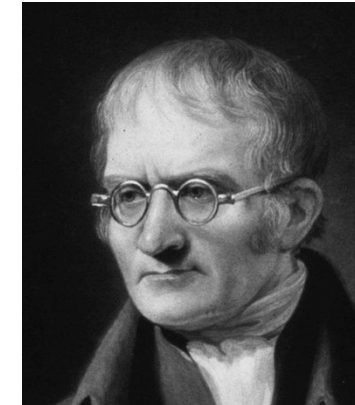
Dans le volume V , à la température T

$$n = n_1 + n_2$$

$$p = p_1 + p_2$$

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.



John Dalton
1766 - 1844

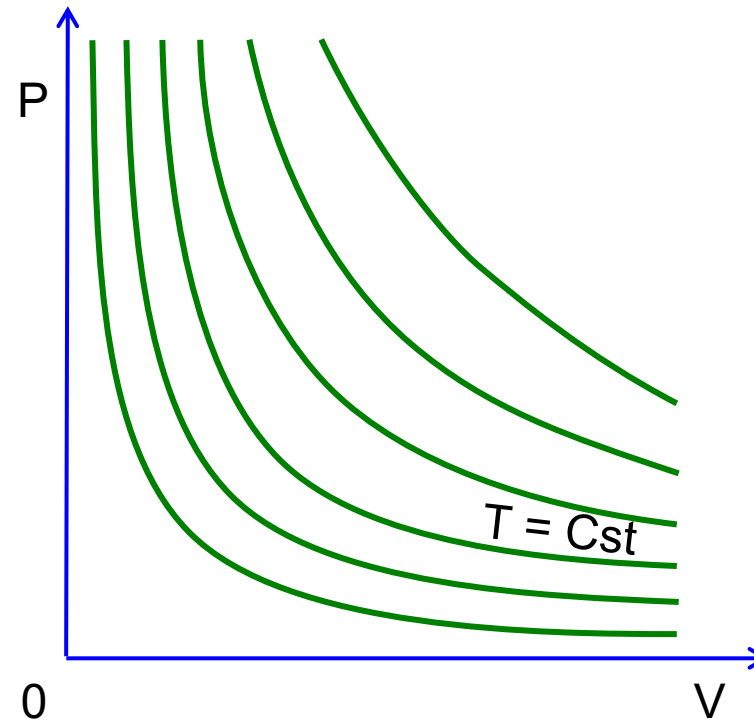
Loi de Dalton 1801



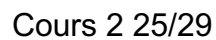
Source : www.youtube.com/watch?v=gyFDrD69M_A

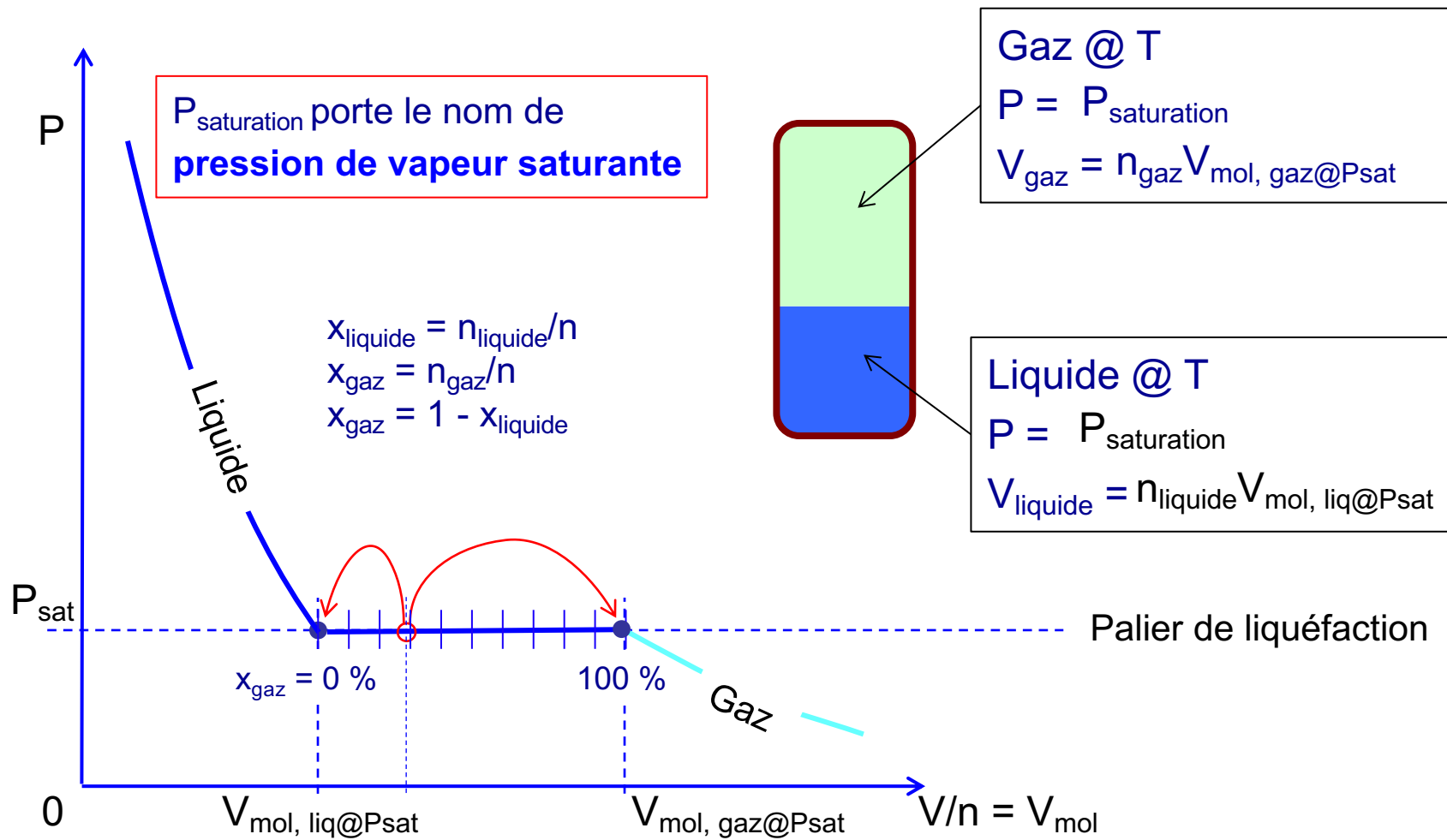
- 1 *Pression, suite et fin.*
- 2 *Température.*
- 3 *Un gaz idéal, lois macroscopiques.*
- 4 *Gaz et fluides réels.*

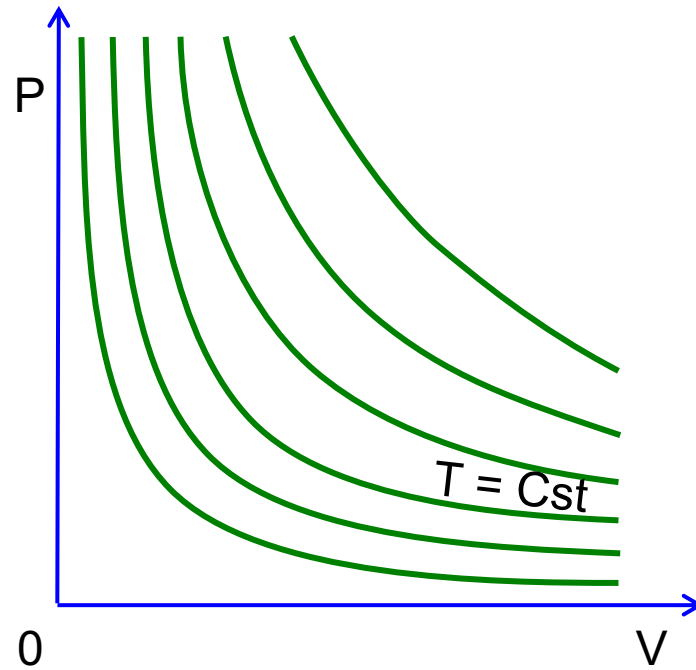
$$p = \frac{nRT}{V}$$



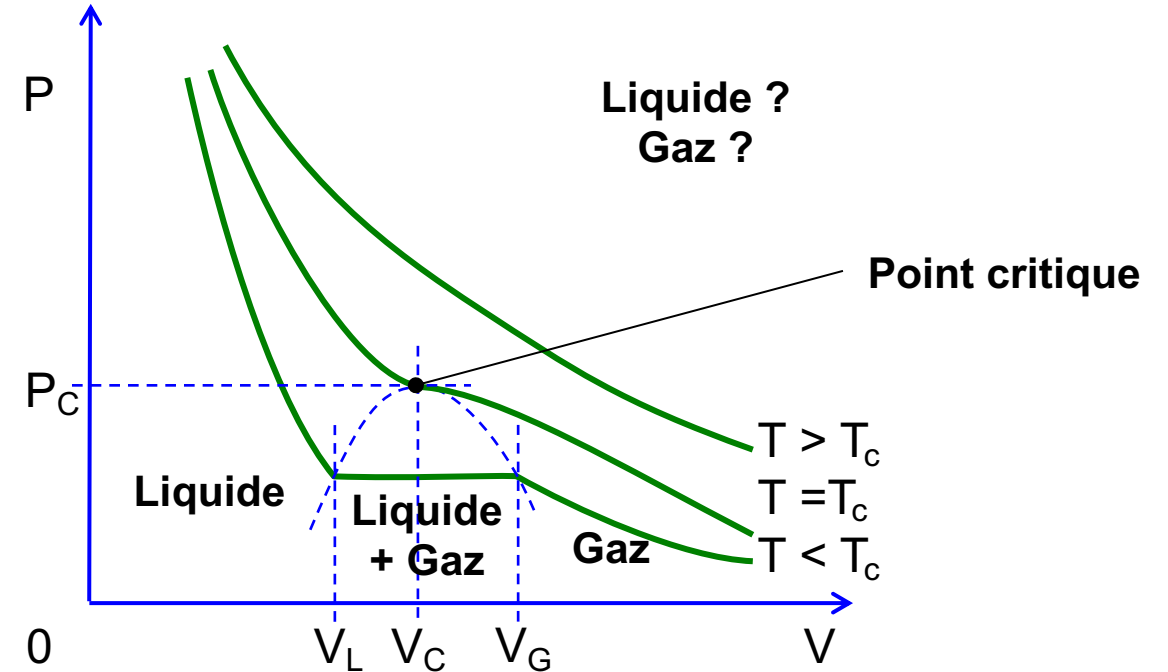
Courbes isothermes







Gaz 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

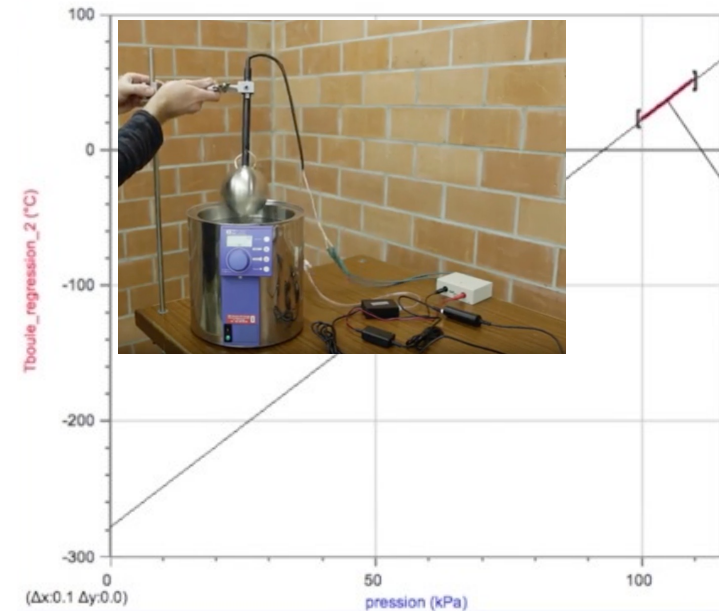
Fluide réel, palier de liquéfaction, pression de saturation

Expériences auditoires EPFL : auditoires-physique.epfl.ch

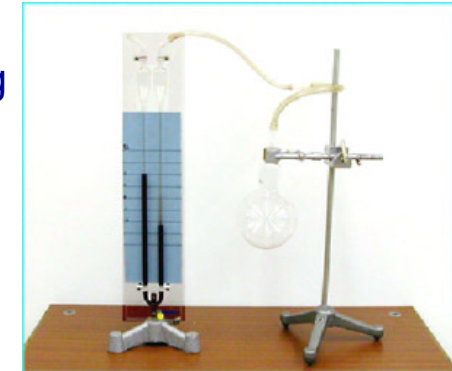
Chaine YouTube : www.youtube.com/channel/UC4htKGfCRRkFylqAo8DGocg



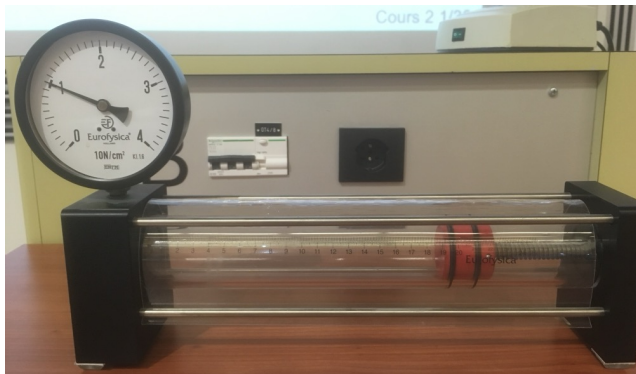
Flotteur creux, Ludion



Mesure du zéro absolu



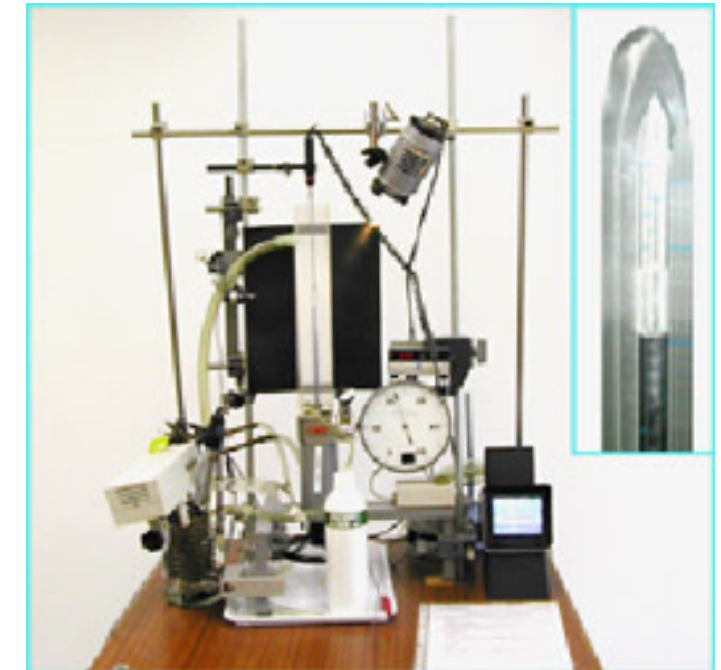
Thermomètre à gaz



Loi de Boyle-Mariotte



Hémisphères de Magdebourg



Palier de liquéfaction