Thermodynamique.

v_0 : vitesse probable.

$v_{moy} = \langle v \rangle$: vitesse moyenne

$u = \sqrt{\langle v^2 \rangle}$: vitesse quadratique moyenne.

$$u > v_{moy} > v_0$$

Force de pression (élémentaire)

$$d\vec{F} = p\,d\vec{s} = p\,ds\,\vec{e_3}$$

Voir modèle annexe.

Pression cinétique :

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

Température cinétique :

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

Manifestation macroscopique (T) de l'agitation microscopique (u)

(1) et (2) $\Rightarrow$ $$PV = n(k_B \cdot N_A) \cdot T = nRT$$

Equation d'état des gaz parfaits

L'énergie interne.

$$U = \sum E_c = N \cdot \langle E_c \rangle = N \cdot \frac{3}{2} k_B T$$

$$= \frac{N}{N_A} \cdot \frac{3}{2} k_B N_A \cdot T$$

$$\boxed{U = \frac{3}{2} nRT = f(T)}$$

En notant $\frac{3}{2} RT = C_v$.

on obtient $\boxed{U = C_v \cdot T}$

C_v : Capacité thermique à volume cst $(J.K^{-1})$

Gaz lois à basses pression (de l'ordre de 1 bar)

- **Boyle Mariotte** :

À température constante

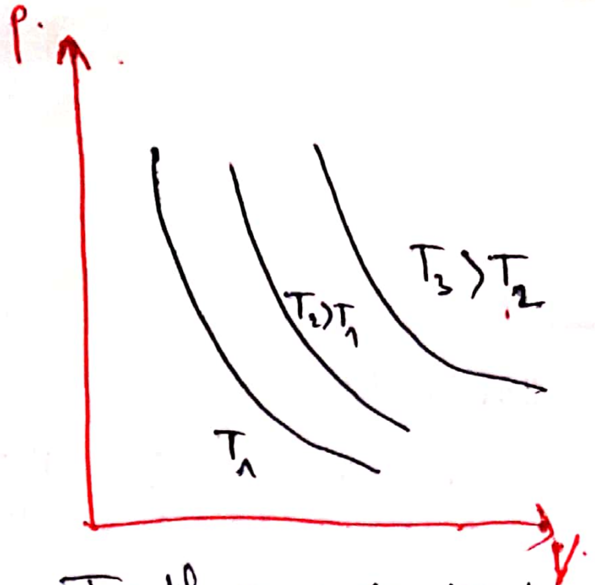
$$\boxed{P \cdot V = cte}$$

- Loi de Gay-Lussac-Charles

Le rapport des produits $p \cdot V$ à deux températures est indépendant du gaz : Pour le gaz (1) et (2) à deux températures T et T' on a.

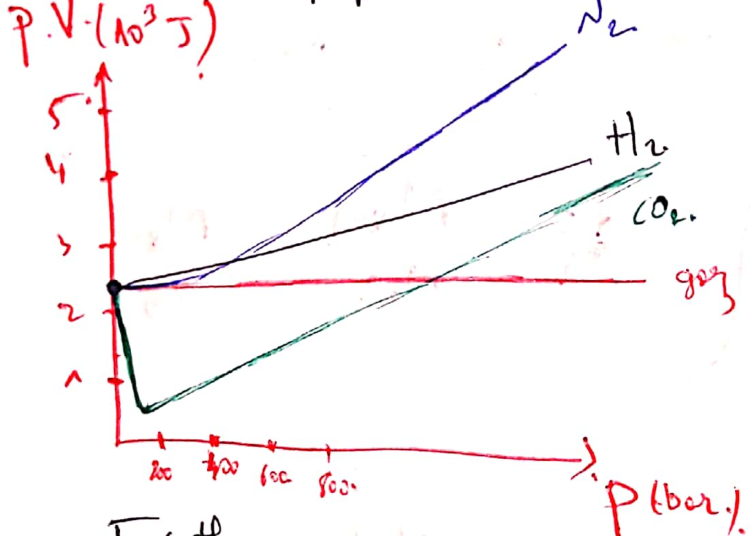
$$\boxed{\frac{P_1 V_1}{P_1' \cdot V_1'} = \frac{P_2 V_2}{P_2' \cdot V_2'}}$$

- Loi d'Avogadro Ampère : À température cs^t, le produit $p \cdot V$ est proportionnel au nbre de molécules et indépendant de la nature du gaz



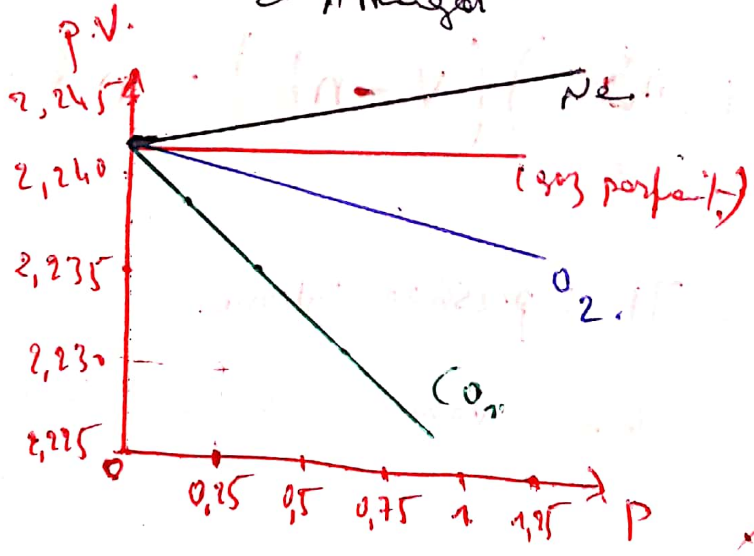
On fixe T et on trace $p = f(V)$ ce qui donne pour un gaz parfait des hyperboles difficilement exploitable.

Isothermes en coordonnées de Clapeyron.



$\forall$ le gaz : $\lim\limits_{p \to 0} PV = cte$.

Isothermes en coordonnées d'Amagat



À basse température $pV = f(p)$ est presque une droite.

La limite $\lim\limits_{p \to 0} pV$ dépend de la température.

Densité :

$$\boxed{d_{gaz} = \frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}}}$$

Pour des gaz parfaits ou assimilable à un G.P

$$P.V = nRT = \frac{m}{M} RT \Rightarrow \begin{cases} \frac{m}{V} = \frac{P.M}{RT} \\ \frac{m}{V} = \rho \end{cases}$$

$$\Rightarrow \quad \rho = \frac{P.M}{RT}$$

donc $\frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}} = \frac{M_{gaz}}{M_{air}}$

d'où

$$\boxed{d_{gaz} = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{29}}$$

L'équation de Van Der Waals pour un gaz réel

$$\boxed{\left(P + \frac{a}{V^2}\right)\left(V - b\right) = RT}$$

$\frac{a}{V^2} = \Pi$: pression interne.

b : covolume : volume minimal incompressible.

Coefficients thermoélastiques

$\alpha = \frac{1}{V}\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P$: coeff. de dilatation isobare

Scanned with CamScanner

$\beta = \frac{1}{p}\left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V$: coeff de dilatation isochore.

$\chi_T = -\frac{1}{V}\left(\frac{\partial V}{\partial p}\right)_T$: coeff de compressibilité isotherme.

$$\boxed{\alpha = \beta\, p\, \chi_T}$$