

Chapitre I, Techniques de vide

I₁ Généralité: Cryogénie - Applications.

Def: La cryogénie est l'étude et la production de basses températures ($< -150^{\circ}\text{C}$) dans le but de emprendre les phénomènes physiques qui s'y manifestent.

Elle possède de très nombreuses applications notamment dans le secteur alimentaire, médical, industriel, physique...

La cryogénie a ouvert beaucoup de possibilités comme

- ① la conservation des aliments à l'aide d'azote liquide
- ② L'étude de la supraconductivité (absence de la résistance électrique)
- ③ L'étude de la superfluidité (absence de la viscosité),
- ④ la transformation en une fine poudre de toutes sortes de matières
- ⑤ la récupération de plus de 90% des gaz à effet de serre;
- ⑥ le transport des gaz par le stockage des liquides à la température cryogénique
- ⑦ L'utilisation des gaz inertes dans les industries métallurgiques et chimiques.
- ⑧ le traitement des nano tensions.
- ⑨ la conservation des organes humains (greffes d'organes)
- ⑩ le traitement des déchets, plastique.
- ⑪ La cryochirurgie; traitement des tumeurs dangereuses, cancérogènes.

Chapitre I, Techniques de vide

I₁ Généralité: Cryogénie - Applications.

Def: La cryogénie est l'étude et la production de basses températures ($< -150^{\circ}\text{C}$) dans le but de comprendre les phénomènes physiques qui s'y manifestent.

Elle possède de très nombreuses applications notamment dans le secteur alimentaire, médical, industriel, physique...

La cryogénie a ouvert beaucoup de possibilités comme

- ① la conservation des aliments à l'aide d'azote liquide
- ② L'étude de la supraconductivité (absence de la résistance électrique)
- ③ L'étude de la superfluidité (absence de la viscosité),
- ④ La transformation en une fine poudre de toutes sortes de matières
- ⑤ La récupération de plus de 90% des gaz à effet de serre;
- ⑥ Le transport des gaz par le stockage des liquides à la température cryogénique
- ⑦ L'utilisation des gaz inertes dans les industries métallurgiques et chimiques.
- ⑧ le traitement des nanotubes.
- ⑨ la conservation des organes humains (greffes d'organes)
- ⑩ le traitement des déchets, plastique.
- ⑪ La cryochirurgie; traitement des tissus dangereux, cancérogènes.

I₂ Techniques de vide

• Vide Espace ou les particules materielles (gaz ou gaz/vapeur) sont fortement rarefies ($P < P_{atm}$)

• Technique de vide Technologie mise en oeuvre pour obtenir et maintenir des pressions \bar{a} inferieurs \bar{a} P_{atm} .

I₂ Pression La force exercee par les molecules de gaz sur une surface unitaire.

$$P = \frac{F}{S}$$

avec $\left\{ \begin{array}{l} P: \text{Pression des molecules de gaz } [\frac{N}{m^2}] \\ F: \text{Force appliquee } [N] \\ S: \text{Surface } [m^2] \end{array} \right.$

I₃ Domaine des pressions

Les limites doivent etre considerees comme approximatives

1- vide industriel (ou primaire) ($10^5 - 10^2$ Pa.) \Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Influence des parois} \\ \cdot \text{Ecoulement turbulent ou laminaire.} \end{array} \right.$

2- vide moyen ($10^2 - 10^{-1}$ Pa) \Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{viscosite variable} \\ \cdot \text{Ecoulement laminaire ou moleculaire} \\ \equiv f(\text{Dimension du Compartiment de vide}) \end{array} \right.$

3- vide poussé, ($10^{-1} - 10^{-5}$ Pa)

\Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Les phenomenes de surface sont presents} \\ \cdot \text{Régime moleculaire.} \end{array} \right.$

4- vide ultra vide ($< 10^{-5}$ Pa)

\Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Les phenomenes de surface sont presents} \\ \cdot \text{Domaine de faible concentration moleculaire} \end{array} \right.$

I₂ Techniques de vide

• Vide Espace ou les particules materielles (gaz ou gaz/vapeur) sont fortement rarefies ($P < P_{atm}$)

• Technique de vide Technologie mise en oeuvre pour obtenir et maintenir des pressions \bar{a} inferieurs \bar{a} P_{atm} .

I₂ Pression La force exercee par les molecules de gaz sur une surface unitaire.

$$P = \frac{F}{S}$$

avec $\left\{ \begin{array}{l} P: \text{Pression des molecules de gaz } [\frac{N}{m^2}] \\ F: \text{Force appliquee } [N] \\ S: \text{Surface } [m^2] \end{array} \right.$

I₃ Domaine des pressions

Les limites doivent etre considerees comme approximatives

1- Vide industriel (ou primaire) ($10^5 - 10^2$ Pa.)

\Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Influence des parois} \\ \cdot \text{Ecoulement turbulent ou laminaire.} \end{array} \right.$

2- Vide moyen ($10^2 - 10^{-1}$ Pa.)

\Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Viscosite variable} \\ \cdot \text{Ecoulement laminaire ou moleculaire} \\ \equiv f(\text{Dimension du compartiment de vide}) \end{array} \right.$

3- Vide poussé, ($10^{-1} - 10^{-5}$ Pa.)

\Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Les phenomenes de surface sont presents} \\ \cdot \text{Regime moleculaire.} \end{array} \right.$

4- Vide ultra vide ($< 10^{-5}$ Pa.)

\Rightarrow $\left\{ \begin{array}{l} \cdot \text{Les phenomenes de surface sont presents} \\ \cdot \text{Domaine de faible concentration moleculaire} \end{array} \right.$

I. Unité de pression

- Unité de pression dans le système International (SI) est $\frac{N}{m^2}$, dénommé le Pascal (Pa).
- Cette unité est très petite par rapport à notre référence qui est la pression atmosphérique et les techniciens de vide utilisent d'autres unités plus pratiques comme le (m.bar) ou (hPa).
- Le tableau suivant donne les correspondances entre ces unités

	$\frac{Pa}{(N/m^2)}$	<u>Bar</u>	<u>mBar</u>	<u>torr</u> (mmHg)	<u>atm</u>
<u>P(N/m²)</u>	1	10^{-5}	10^{-2}	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$9,87 \cdot 10^{-6}$
<u>Bar</u>	10^5	1	10^3	750	0,987
<u>mbar</u>	100	10^{-3}	1	0,75	$9,87 \cdot 10^{-6}$
<u>torr</u>	$1,33 \cdot 10^2$	$1,33 \cdot 10^{-3}$	1,33	1	$1,32 \cdot 10^{-3}$
<u>Atm</u>	$1,01 \cdot 10^5$	1,013	1013	760	1

I₅ - Loi des gaz parfait

- Hypothèse: Gaz permanent et vapeur éloignés des conditions de liquéfaction.

- Loi d'Avogadro $M = 29 \text{ g}$.

Avec M : Masse molaire du gaz [g/mole]
 d : Densité de gaz dans les CNTP ($273\text{K}/1\text{atm}$)

\Rightarrow Des volumes égaux de gaz différents (même condition) contiennent le même nombre de molécules.
T et P

I₆ Unité de pression

- Unité de pression dans le système International (SI) est $\frac{N}{m^2}$, dénommé le Pascal (Pa).
- Cette unité est très petite par rapport à notre référence qui est la pression atmosphérique et les techniciens de vide utilisent d'autres unités plus pratiques comme le (m.bar) ou (hPa).
- Le tableau suivant donne les correspondances entre ces unités

	$\frac{Pa}{(N/m^2)}$	<u>Bar</u>	<u>mBar</u>	<u>torr</u> (mmHg)	<u>atm</u>
<u>P(N/m²)</u>	1	10^{-5}	10^{-2}	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$9,87 \cdot 10^{-6}$
<u>Bar</u>	10^5	1	10^3	750	0,987
<u>mbar</u>	100	10^{-3}	1	0,75	$9,87 \cdot 10^{-6}$
<u>torr</u>	$1,33 \cdot 10^2$	$1,33 \cdot 10^{-3}$	1,33	1	$1,32 \cdot 10^{-3}$
<u>Atm</u>	$1,01 \cdot 10^5$	1,013	1013	760	1

I₅ - Loi des gaz parfait

- Hypothèse: Gaz permanent et vapeur éloignées des conditions de liquéfaction.

- Loi d'Avogadro $M = 29 \text{ g}$.

Avec M : Masse molaire du gaz [g/mol]
 d : Densité de gaz dans les CNTP ($273\text{K}/1\text{atm}$)

\Rightarrow Des volumes égaux de gaz différents (même condition) contiennent le même nombre de molécules.
 T et P

⇒ Une mole de gaz occupe 22,4 litre et contient N molécule, avec $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ molécules.

⇒ Sont au CNTP, une densité moléculaire n_v

$$n_v = \frac{N_A}{V} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ (molécules)}}{22,4 \cdot 10^3 \text{ (cm}^3\text{)}} = 2,7 \cdot 10^{19} \frac{\text{molécules}}{\text{cm}^3}$$

⇒ CNTP $T_0 = 273,15 \text{ K}$

$$P_0 = 1 \text{ atm} = 1,013,25 \text{ hPa} \quad (\underline{h} = \text{hecto})$$

• Evolution du nombre de molécules avec la pression et la température

- 1- Transformation isotherme $PV = \text{cte}$ (Loi de Mariotte)
- 2- Transformation isobare $\frac{V}{T} = \text{cte}$ (Loi de Gay Lussac)
- 3- Transformation isochore $\frac{P}{T} = \text{cte}$ (Loi de Charles)

• Un gaz vérifiant les trois lois précédentes serait soumis à la loi d'état.

$$\frac{PV}{T} = \text{cte}$$

• La loi des gaz parfaits pour 1 mole de molécule ($n = 1 \text{ mole}$)

$$PV = RT \quad (\underline{1^{\text{e}} \text{ Loi des gaz parfaits}})$$

Avec R : Constante universelle des gaz parfaits $8,314 \text{ J/K.mole}$

• Pour n mole de ~~matière~~ gaz.

$$PV = nRT$$

• En introduisant le nombre de molécules $N = n N_A$.

alors

$$PV = nRT = \frac{N}{N_A} \cdot RT$$

$$PV = N \left[\frac{R}{N_A} \right] T$$

avec $N \equiv$ Nbre de molécules dans le volume V
 $\frac{R}{N_A} = K_b =$ Constante de Boltzmann ($1,381 \times 10^{-23} \text{ J/K}$)

sont $PV = NK_b T$
ou $P = \frac{N}{V} \cdot K_b \cdot T$
soit $P = n_v \cdot K_b \cdot T$ (2^{eu} Li de gaz parfait)
avec $n_v =$ Densité moléculaire (nbre de molécules par) $[m^{-3}]$
unité de volume
 $T =$ Température absolue. $[K]$.
 $K_b =$ Constante de Boltzmann.

I- Théorie cinétique des gaz parfaits.

Le comportement du gaz est décrit à partir de la vitesse des molécules basée sur les hypothèses suivantes :

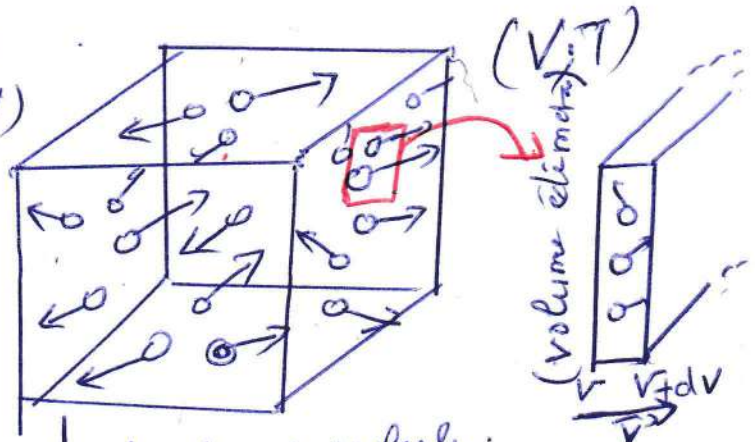
- ① Molécules de gaz identiques, sphériques et de même masse.
- ② Gaz homogène et isotrope (nbre de molécules par unité de volume (n_v) est grand et le même partout)
- ③ Interactions négligeables entre les molécules de gaz
 \Rightarrow Seulement les chocs \equiv collisions élastiques
- ④ Les molécules se déplacent dans toutes les directions, avec toute la vitesse possible.
- ⑤ Entre deux chocs, le mouvement de chaque molécule est supposé rectiligne et uniforme.
- ⑥ La distribution d'équilibre (état le plus probable) correspond au plus grand désordre (plus grande entropie).

Distribution des vitesses (Maxwell - Boltzmann)

Supposons un volume gazeux en équilibre thermique avec son compartiment, enfermé dans un volume isotherme.

Si (N) est le nombre de molécules de gaz occupant le volume (V)

le nombre (dN) de celles qui ont une vitesse comprise entre v et $v+dv$, obéit à :



$$F(v) = \frac{1}{N} \frac{dN}{dv} = 4\pi \left[\frac{m}{2\pi k_B T} \right]^{3/2} v^2 e^{-\frac{mv^2}{2k_B T}}$$

N : nombre de molécules ;
 m : masse de la molécule (k_B)
 V : volume du compartiment (m^3)
 T : température de (molécules de gaz) (K)

avec $F(v)$ = La fonction de distribution des vitesses, dite de Maxwell - Boltzmann.

\int Fraction des molécules dont la vitesse est comprise entre v et $v+dv$.

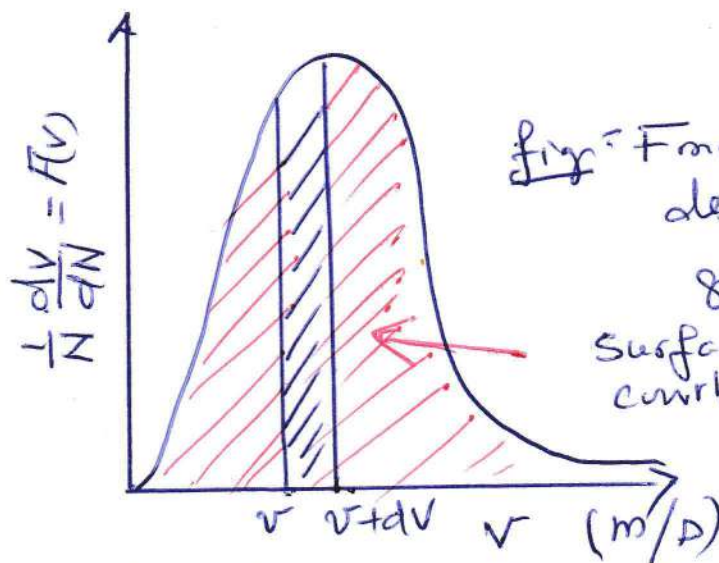


Fig: Fonction de distribution des vitesses par un gaz.

Surface au dessous de la courbe \equiv nombre total des molécules de gaz dans l'échantillon.

- La probabilité d'une molécule ait une vitesse $v \propto e^{-\frac{mv^2}{2k_B T}}$
- $F(v) = f(v^2)$

• Vitesses de Maxwell-Boltzmann.

Les vitesses sont représentées de 0 à ∞ avec plus en moins de probabilité.

- Vitesse la plus probable; V_p (m/s)

$$V_p = \sqrt{\frac{2k_b T}{m}} = \sqrt{\frac{2RT}{M}} = 129 \sqrt{\frac{T}{M}}$$

- Vitesse arithmétique moyenne V_m (m/s).

$$V_m = \sqrt{\frac{8k_b T}{\pi m}} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}} = 145,5 \sqrt{\frac{T}{M}}$$

$$V_m = 1,128 V_p$$

- Vitesse quadratique moyenne; V_q (m/s)

$$V_q = \sqrt{\frac{3k_b T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = 158 \sqrt{\frac{T}{M}}$$

$$V_q = 1,225 V_p$$

- L'énergie cinétique moyenne, $\bar{E}_{cinétique}$.

$$\bar{E}_{cinétique} = \frac{3}{2} k_b T = \frac{1}{2} m \cdot V_q^2$$

avec :

m : masse d'une molécule de gaz (kg)

M : masse molaire d'une molécule de gaz (g/mole)

$$\left(\begin{array}{l} M_{air} = 29 \text{ g/mole} \\ M_{CO_2} = 44 \text{ g/mole} \end{array} \right)$$

k_b = constante de Boltzmann $[1,381 \times 10^{-23} \text{ (J/K)}]$

R = constante universelle de gaz parfait $(8,314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mole}})$

T = Température absolue de gaz (K)

• Remarque :

- La plupart des molécules ont une vitesse proche de V_p
- toutes les vitesses sont fonction de $\sqrt{\frac{T}{m}}$ ou $\sqrt{\frac{T}{M}}$.
- $V_p < V_m < V_q$ (7)

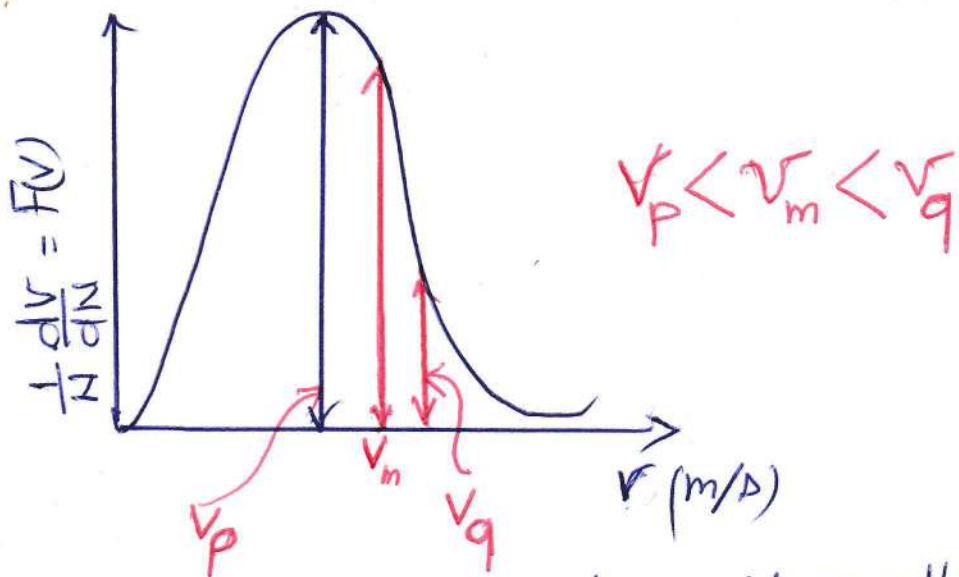


Fig : Distribution des vitesses - Maxwell-Boltzmann.

- Effet de la température et de la masse de molécules de gaz sur la distribution des vitesses M-B.

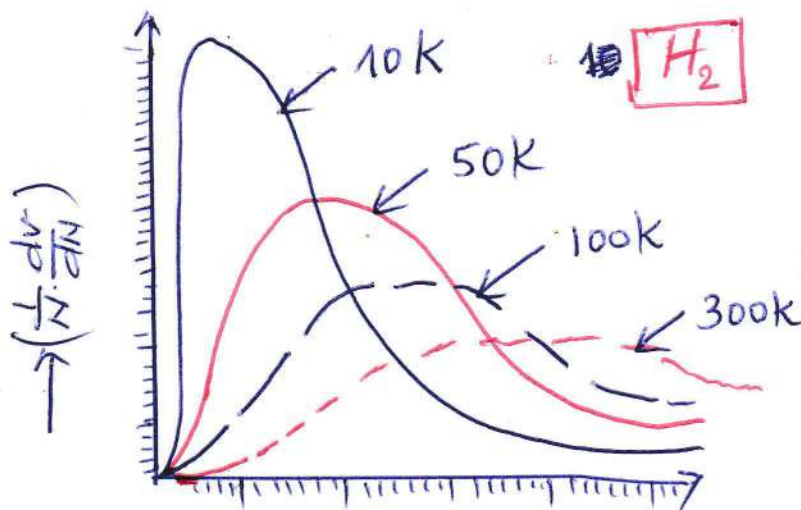


Fig : Distribution de vitesse de la molécule H_2 à $\neq T$

⇓
même gaz et $\neq T$

- $T \uparrow \Rightarrow v \uparrow$ & $E_c \uparrow$
- Nbre de molécules = cte, $\forall T$ (même surface)
- $T \uparrow \Rightarrow$ les courbes s'élargissent et deviennent plates \Rightarrow Déplacement vers la droite

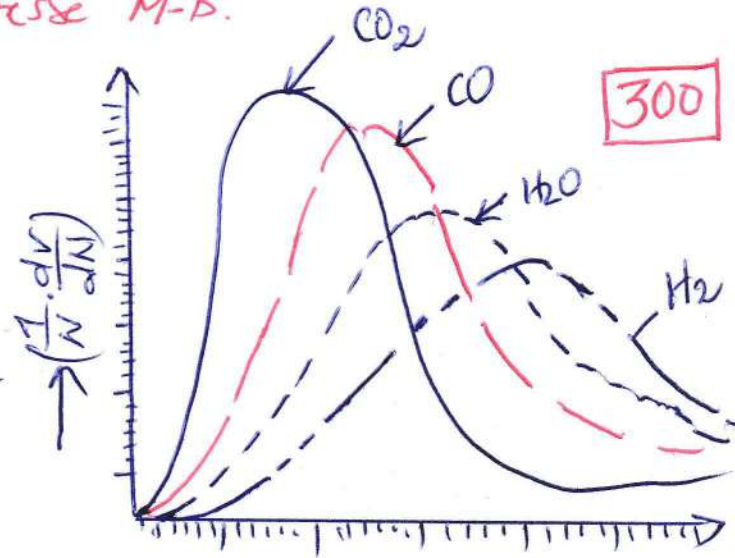


Fig : Distribution des vitesses des \neq molécules de gaz à $T = 300K$.

↑ même température et \neq gaz

- Vitesse (énergie cinétique) diminue qt la masse des molécules augmente $E_c \downarrow$ ou $v \downarrow \Rightarrow m \uparrow$

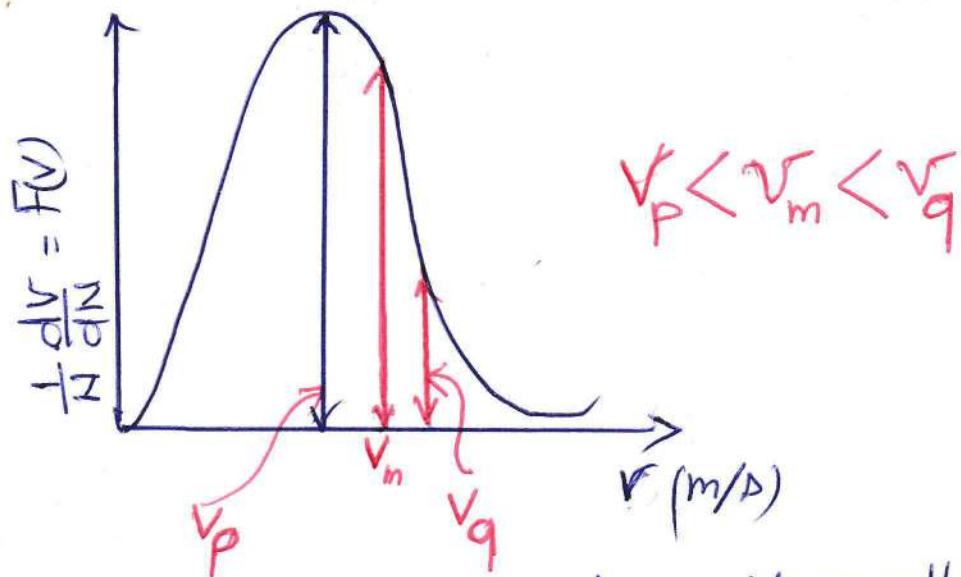


Fig : Distribution des vitesses - Maxwell-Boltzmann.

- Effet de la température et de la masse de molécules de gaz sur la distribution des vitesses M-B.

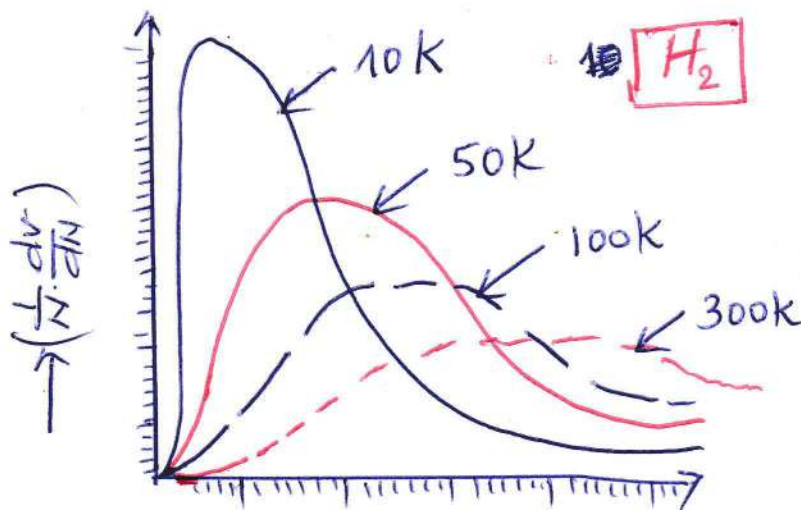


Fig : Distribution de vitesse de la molécule H_2 à $\neq T$

⇓
même gaz et $\neq T$

- $T \uparrow \Rightarrow v \uparrow$ et $E_c \uparrow$
- Nbre de molécule = cte, $\forall T$ (même surface)
- $T \uparrow \Rightarrow$ les courbes s'élargissent et deviennent plates -
 \Rightarrow Déplacement vers la droite

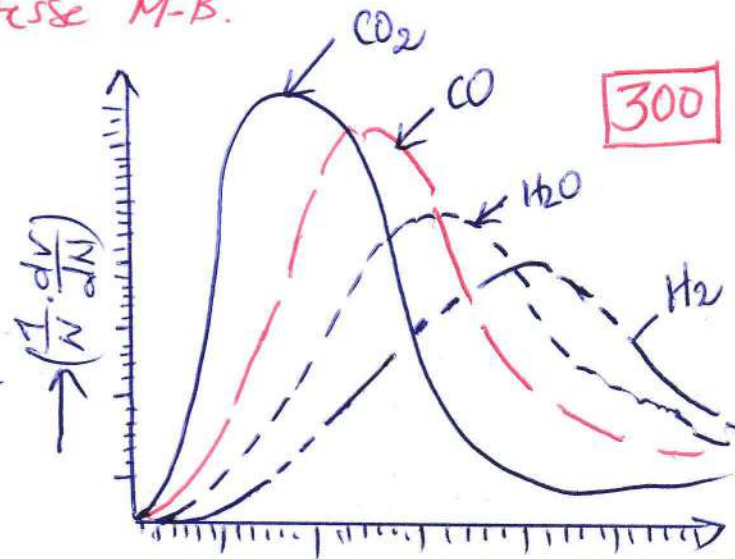


Fig : Distribution des vitesses des \neq molécules de gaz à $T = 300K$.

↑ même température et \neq gaz

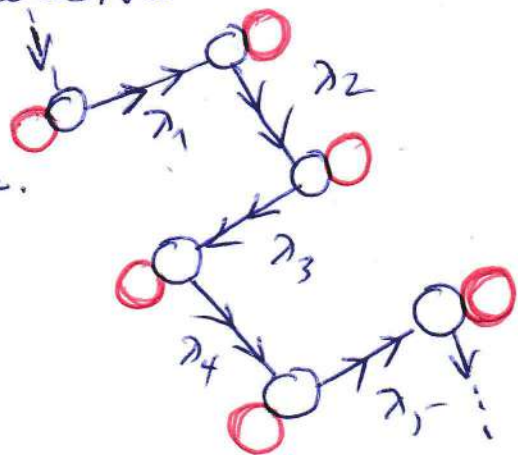
- Vitesse (énergie cinétique) diminue qt la masse des molécules augmente
 $E_c \downarrow$ ou $v \downarrow \Rightarrow m \uparrow$

• Libre parcours moyen (λ)

Définition

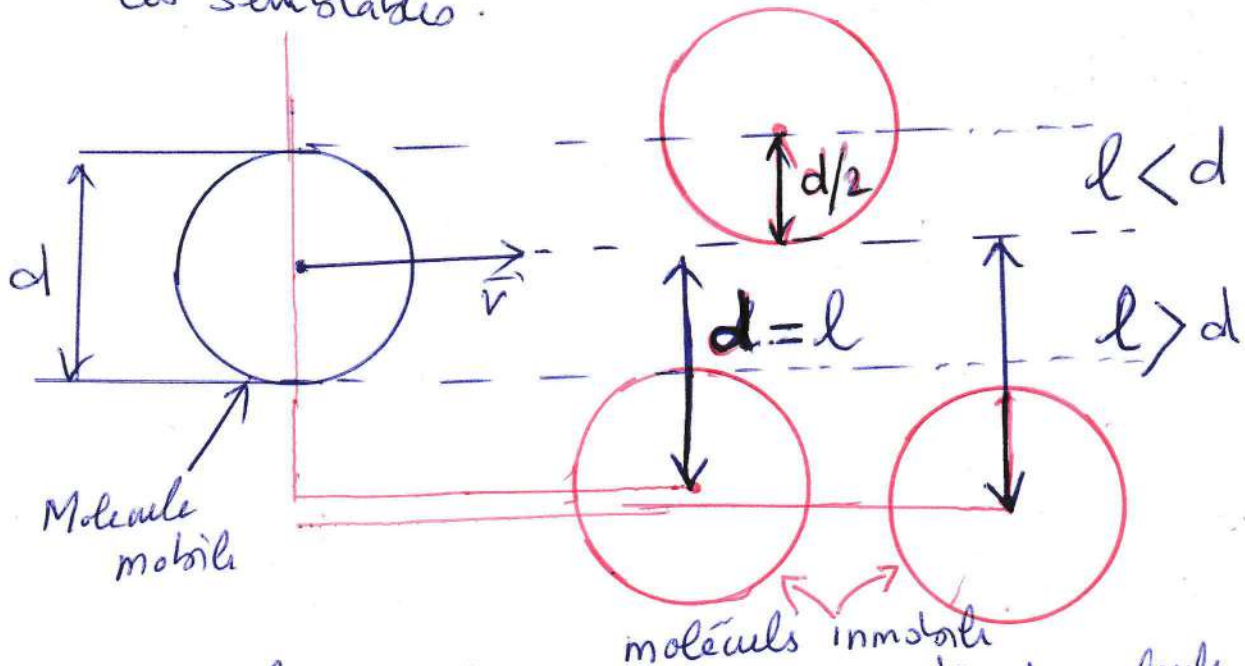
La distance parcourue par une molécule de gaz entre deux collisions successives.

- Diffusion libre entre les molécules de m nature et m diamètre.
- Molécules changent de vitesse et de direction dans chaque collision.
- λ_i = Libre parcours moyen



distance parcourue entre deux collisions (choix) successives entre molécules i et $i+1$

- La molécule (rouge) supposée immobile (inerte)
- La molécule (bleu) en mouvement rectiligne et uniforme.
- Soit une molécule de gaz en mouvement en collision avec ces semblables.



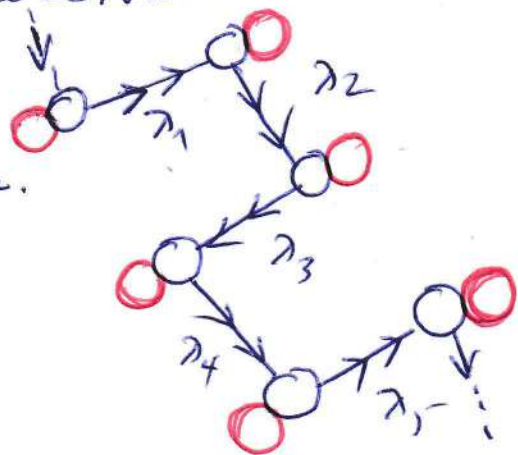
avec l = distance entre deux centres des molécules en collision (m).
 d = diamètre de la molécule de gaz mobile et immobile (m)

• Libre parcours moyen (λ)

Définition

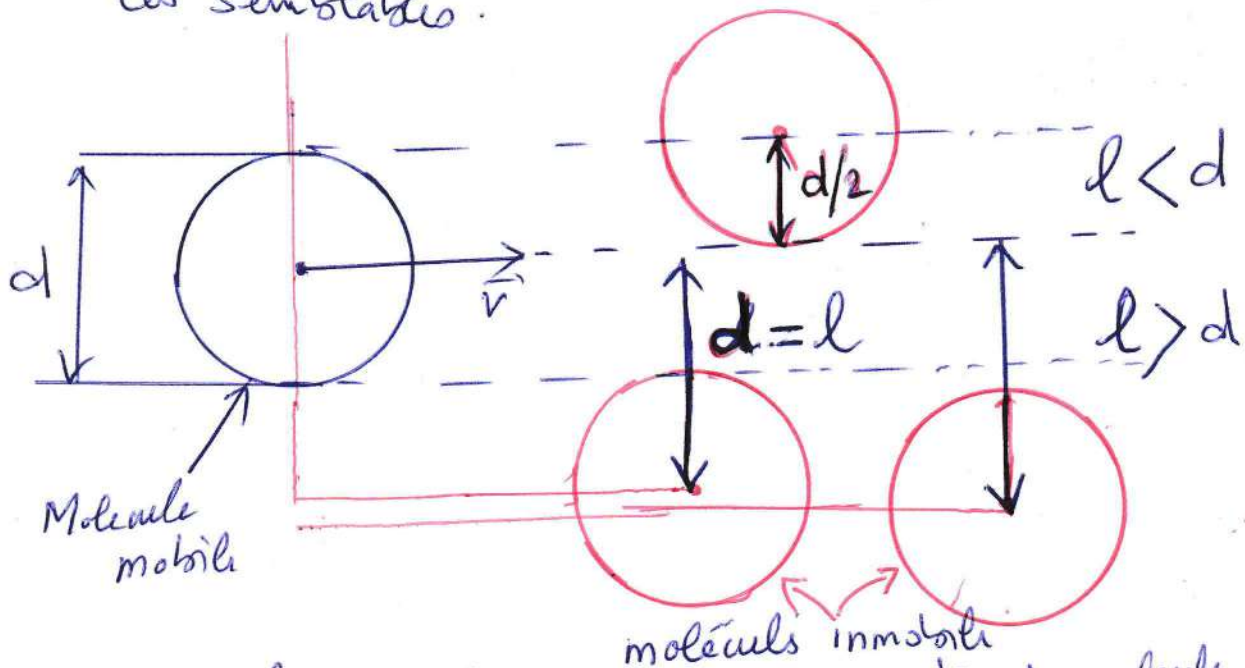
La distance parcourue par une molécule de gaz entre deux collisions successives.

- Diffusion libre entre les molécules de m nature et m diamètre.
- Molécules changent de vitesse et de direction dans chaque collision.
- $\lambda_i =$ Libre parcours moyen



Distance parcourue entre deux collisions (choix) successives entre molécules i et $i+1$

- La molécule (rouge) supposée immobile (inerte)
- La molécule (bleu) en mouvement rectiligne et uniforme.
- Soit une molécule de gaz en mouvement en collision avec ces semblables.

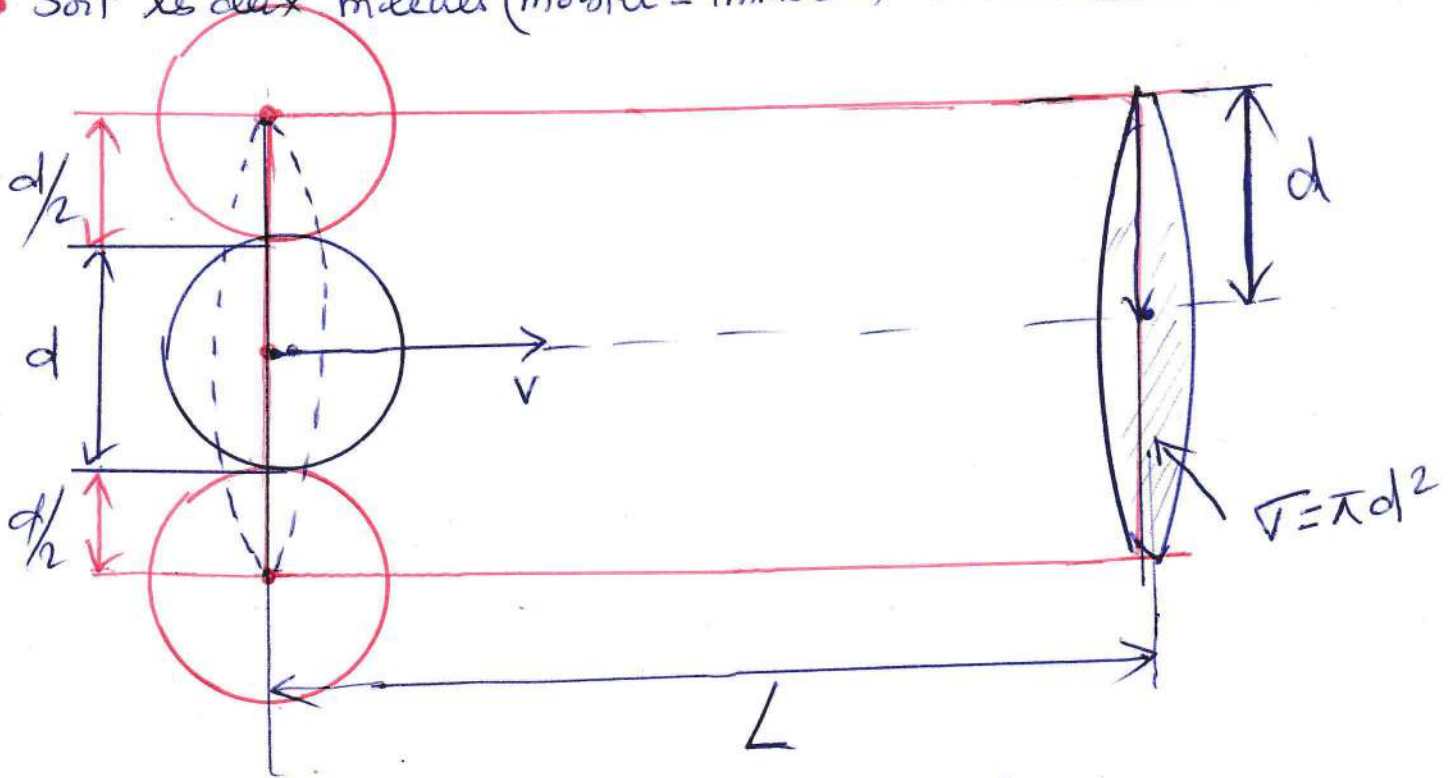


avec $l =$ distance entre deux centres des molécules en collision (m).
 $d =$ diamètre de la molécule de gaz mobile et immobile (m)

1- si $l > d \Rightarrow$ les deux molécules n'interferent pas
(hors cylindre)

2- si $l \leq d \Rightarrow$ les deux molécules entrent en collision
(dans le cylindre)

• Soit les deux molécules (mobile - immobile) en collision $\equiv l = d$.



$\sigma = \pi d^2 =$ la section efficace d'interaction
d'un cylindre de rayon (d)
et de longueur (L)

• soit $n_v = \frac{N}{V} =$ nbre de molécules de gaz par unité de
volume (densité moléculaire) (molécules/m³)

$2d =$ - Diamètre du cylindre: (m)

$L =$ Distance totale parcourue par une
molécule de gaz dans le temps Δt (m)

$d =$ Diamètre de la molécule de gaz (m).

$\bar{v} =$ Vitesse moyenne de la molécule de gaz (m/s)

$Z_1 =$ nbre de collisions dans le cylindre

$V_{\text{cylindre}} =$ Volume du cylindre ($V_{\text{cyl.}} = \sigma \cdot L = \pi d^2 L$)

La vitesse moyenne $\bar{v} = \frac{L}{\Delta t} \Rightarrow L = \bar{v} \cdot \Delta t$.

Le volume du cylindre devient alors.

$$V_{\text{cyl}} = \pi d^2 \bar{v} \Delta t.$$

Le nbre de collisions dans le cylindre (Z_1)

$$Z_1 = n_v \times V_{\text{cyl.}}$$

$$Z_1 = n_v \cdot \pi d^2 \bar{v} \Delta t$$

Alors le libre parcours moyen (λ)

$$\lambda = \frac{L}{Z_1} = \frac{\text{Distance totale parcourue}}{\text{Nbre de collisions.}}$$

$$\lambda = \frac{\bar{v} \Delta t}{n_v \pi d^2 \bar{v} \Delta t}$$

$$\lambda = \frac{1}{n_v \pi d^2}$$

Libre parcours moyen en supposant que l'autre molécule est immobile.

$$\lambda = \frac{1}{n_v \pi d^2 \sqrt{2}}$$

Libre parcours moyen en supposant que l'autre molécule est en collision

D'après la loi des gaz parfait.

$$\frac{P}{RT} = \frac{n}{V} \rightarrow \text{Pour } n \text{ mole de gaz}$$

$$\frac{P}{k_B T} = \frac{N}{V} = n_v \rightarrow \text{Pour } N \text{ molécules de gaz}$$

En remplaçant le terme ($n_v = \frac{P}{k_B T}$) dans l'expression de libre parcours moyen, on obtient:

$$\lambda = \frac{k_b T}{\sqrt{2} \pi d^2 P}$$

avec :

$P =$ Pression du gaz [Pa]

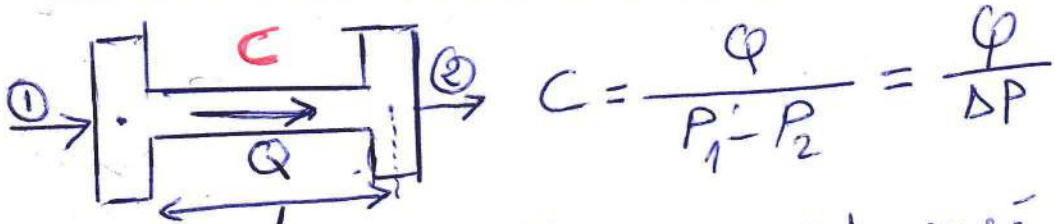
$k_b =$ Constante de Boltzmann ($1,38 \cdot 10^{-23} \frac{J}{K}$)

$T =$ Température du gaz absolue [K]

$d =$ diamètre de la molécule du gaz (m)

• Conductance

Def. On définit la conductance (C) par le rapport entre le flux gazeux qui circule (φ) et la différence de pression entre les deux extrémités de la canalisation.



$$C = \frac{\varphi}{P_1 - P_2} = \frac{\varphi}{\Delta P}$$

avec φ = Flux gazeux traversé la canalisation
 ΔP = Différence de pression entre les deux extrémités ① et ②

C = Conductance du gaz $[\frac{l}{s}]$

L = Longueur de la canalisation $[m]$

• Régimes d'écoulement

• Mécanique de fluide \Rightarrow Régime de l'écoulement est défini par le nbr de Reynolds

$$(Re = \frac{\rho \bar{v} D}{\mu}) \text{ à } P = P_{atm.}$$

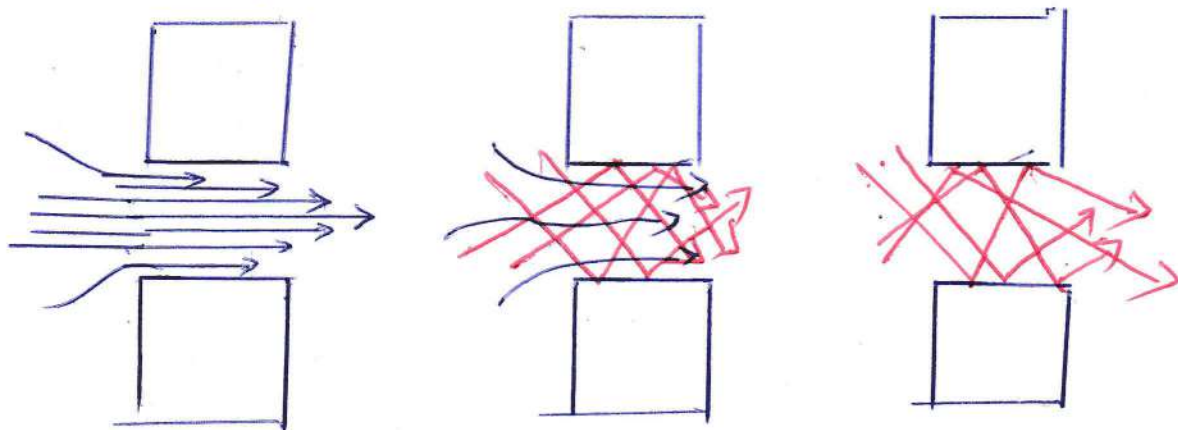
\Rightarrow Régime de l'écoulement est décrit par le nbr de Knudsen, dans le vide

$$(Kn = \frac{\lambda}{d})$$

• Vide

- avec:
- λ = libre parcours moyen $[m]$.
 - d = diamètre de la canalisation $[m]$.
 - \bar{v} = vitesse moyenne de l'écoulement $[\frac{m}{s}]$.
 - ρ = Masse volumique du gaz $[\frac{kg}{m^3}]$.
 - μ = viscosité dynamique $[\frac{kg}{m \cdot s}]$.

Des profils de \neq type de régimes d'écoulement sont présentés dans la figure ci-dessous.



Régime continu ou
(Laminaire) visqueux
($Kn < 0,01$
vide faible)

Régime Knudsen
 $0,01 < Kn < 0,5$
(vide moyen)

Régime moléculaire
 $Kn > 0,5$
(vide ultra-
vide)

fig = Profils de \neq type de régime d'écoulement dans le vide.

- Régime laminaire (visqueux) (Loi de Poiseuille.)
($Kn < 0,01$)

$$C = \frac{\pi d^4}{128 L \mu} \cdot \bar{P}$$

avec

$$\bar{P} = \frac{P_1 + P_2}{2}$$

$$\mu =$$

$$L =$$

$$d =$$

Pression moyenne dans la canalisation [m.bar]

viscosité dynamique des gaz [Pa.s]

Longueur de la canalisation [m]

Diamètre de la canalisation [m]

- Régime mixte (de Knudsen) ($0,01 < Kn < 0,5$)

$$C = \frac{\pi d^4 \cdot \bar{P}}{128 \mu L} \left[1 + \frac{8 \mu}{\bar{P} D} \left(\frac{\pi R T}{2 M} \right)^{0,5} \right]$$

avec $M =$ Masse molaire de la molécule de gaz [g/mol]

$R =$ constante universelle de GP. 8,314 J/kg.K

- Régime moléculaire Loi de Knudsen, ($K_n > 0,5$)

$$C = \frac{d^3}{L} \sqrt{\frac{\pi RT}{18M}} = \frac{d^3}{6L} \sqrt{\frac{2\pi RT}{M}}$$

- Remarque:

① Régime laminaire

Les pertes de charge dans la canalisation proviennent de la viscosité et la pression moyenne dans la canalisation.

$$C \propto \bar{P} \text{ et } \frac{1}{\mu}$$

② Régime Moléculaire

Les pertes de charge dans la canalisation résultent des collisions avec les parois de la canalisation.

$$C \propto \sqrt{\frac{T}{M}}$$

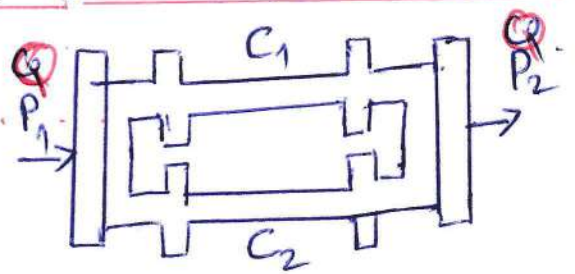
- Remarque

Pour l'air, supposez μ gaz parfait, à 20°C

	Systeme International SI	systeme CGS
Régime Laminaire (visqueux)	$C = 1360 \frac{d^4}{L} \cdot \bar{P}$	$C = 125 \frac{d^3}{L}$
Unités	$C (\frac{m^3}{s})$; $d (m)$	$L (m)$; $\bar{P} (Pa)$
Régime Moléculaire	$C = 140 \frac{d^4}{L} \cdot \bar{P}$	$C = 12,1 \frac{d^3}{L}$
Unités	$C (\frac{cm^3}{s})$; $d (cm)$; $L (cm)$; $\bar{P} (mbar)$	

- Conductance en parallèle

$$C_{total} = C_1 + C_2$$



- Conductance en série

$$\frac{1}{C_{total}} = \frac{1}{C_1} + \frac{1}{C_2}$$

