



**Cycle préparatoire
Semestre 2**

Cours de thermodynamique

Pr. A. SAAD

Année universitaire: 2020/2021

CHAPITRE 3: LES GAZ PARFAITS

- 1. Introduction**
- 2. Les équations d'état des gaz parfaits**
- 3. Lois des gaz réels**
- 4. Equation d'état des gaz parfaits**

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

1 Introduction

Un gaz parfait est un gaz dont les molécules n'ont aucune action mutuelle. Lorsque l'on fait croître le volume occupé par le gaz, la pression du gaz décroît tandis que les interactions entre molécules diminuent. Sous certaines conditions, un gaz réel peut être considéré comme un gaz parfait, par exemple : sous une très faible pression ou sous haute température.

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

2. Les équations d'état des gaz parfaits

Tous les gaz à des pressions suffisamment basses et des températures élevées (faible densité) sont considérés des gaz parfaits et obéissent à trois lois : *Boyle, Charles, et GayLussac.*

1° La loi de Boyle-Mariotte: le volume occupé par une certaine masse de gaz, maintenue à température constante ($T=C^{te}$), varie inversement avec la pression qu'elle subit, ou bien :

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = C^{te} \quad (2.1)$$

La valeur de la constante dépend de la nature du gaz.

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

2. Les équations d'état des gaz parfaits

2° La loi de Charles : la pression d'un gaz varie directement avec la température lorsque le volume est maintenu constant ($V=C^{te}$).

Echauffement ou refroidissement à volume constant ($V \in^{te}$) :

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (2.2)$$

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

2. Les équations d'état des gaz parfaits

3° La loi de Gay-Lussac :

Le volume d'un gaz varie directement avec la température lorsque la pression est maintenue constante ($P=C^{te}$), ou

Echauffement ou refroidissement à pression constante ($P=C^{te}$):

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

(2.3)

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

3. Equation d'état des gaz parfaits

En combinant les lois de Boyle-Mariotte (2.1) et de Charles (2.3), la relation suivante est obtenue :

$$\frac{PV}{T} = \text{Cte} \quad (2.5)$$

La constante dans l'équation précédente est dite constante universelle des gaz parfait est désignée par R , c'est une propriété liée à la masse molaire (M) en $\left[\frac{\text{kg}}{\text{kmole}} \right]$ du gaz et la constante des gaz (r) suivant la formule :

$$R = Mr = 8.32 \left[\frac{\text{J}}{\text{Mole} \cdot \text{°K}} \right]$$

Avec : $r = C_p - C_v$ en $\left[\frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{°K}} \right]$ dite **relation de Mayer**

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

3. Equation d'état des gaz parfaits

Ainsi l'équation des gaz parfaits devient :

$$PV = RT \quad (2.7)$$

Cette équation est dite aussi **équation de Clapeyron**, elle est valide pour une mole du gaz, pour n moles, elle devient :

$$P.V = n.R.T \quad (2.8)$$

CHAPITRE 5: Les gaz parfaits

Le *gaz parfait* est un gaz dans lequel les molécules sont sans interaction. Il correspond au cas limite où la densité moléculaire est faible, si bien que la distance moyenne entre molécules est grande ; les interactions entre molécules sont alors négligeables.

L'équation d'état du gaz parfait a été déterminée expérimentalement au XVIIIème siècle sur l'air dans un domaine limité de pression et de température. Elle s'écrit :

$$PV = nRT$$

P : pression du gaz (Pa) ;

n : nombre de moles de gaz (mol) ;

R : constante des gaz parfaits

V : volume du gaz

T : température du gaz (Kelvin, K) avec $R = 8,314 J/K.mol$



Merci pour
votre attention