I) COMPRESSIBILITÉ DES GAZ PARFAITS :

Comprimer un gaz, c'est augmenter sa pression en diminuant son volume .

1.1) Loi de Boyle-Mariotte :

Si la compression du gaz est isotherme (c'est à dire à température constante), le produit de la pression absolue du gaz et de son volume est constant : $\boxed{p \cdot V = \text{constante}}$ **à θ = cste**

Autrement dit le volume occupé par une même masse de gaz, à température constante, est inversement proportionnel à la pression supportée par ce gaz . On peut donc écrire pour une température donnée constante : $p_1.V_1 = p_2.V_2 = p_3.V_3 = p_n.V_n$ **ou** $p_1/p_2 = V_2/V_1$

Un gaz est dit parfait s'il suit exactement la loi de Boyle-Mariotte. Les gaz réels ne suivant pas exactement cette loi, mais dans les applications courantes, il sera possible sans faire d'erreur appréciable, de considérer les gaz réels comme parfaits.

<u>Unités</u> : **p.V = cste** **p en [Pa] ; V en [m^3]**

Le produit p.V représente une certaine énergie : **Pa. m^3 = N.m = J**

Si on se réfère au volume massique de gaz, la constante de Mariotte représente un travail par unité de masse ou une énergie massique : **Pa . m^3 / kg = J / kg**

1.2) Loi de Charles :

Si on fait subir à une masse de gaz une transformation à volume constant (on dit aussi "isochore") obtenue en faisant varier la température du gaz, la pression augmente avec la température :

$\boxed{p = p_0 (1 + \alpha \cdot \theta)}$ avec : p_0 pression du gaz à 0°C **p** : pression du gaz à θ °C

α : coefficient moyen d'augmentation de pression à volume constant

α vaut pour tous les gaz parfaits : $\boxed{\alpha = 1/273{,}15 = \mathbf{3{,}661.10^{-3}\ °C^{-1}}}$

La loi de Charles permet de définir une autre relation importante :

- Considérons une masse gazeuse au zéro absolu : θ = - 273,15 °C
- On a : **p** = p_0 . (1 – 273,15 / 273,15) **= 0** donc **au zéro absolu, la pression des gaz est nulle .**
- Si on fait intervenir la température absolue (T = θ + 273,15), la loi de Charles s'écrit :
  $p = p_0 . (1 + \theta / 273{,}15) = p_0 [273{,}15 + \theta) / 273{,}15]$ donc $\boxed{p = p_0 \cdot T / 273{,}15}$

Entre un état initial 1 et un état final 2, on peut donc écrire : $\boxed{p_1 / p_2 = T_1 / T_2}$

1.3) Loi de Gay-Lussac :

Si l'on fait subir à une masse de gaz une transformation à pression constante (isobare) obtenue en faisant varier la température du gaz, le volume augmente avec la température : $\boxed{V = V_0 (1 + \beta.\theta)}$
C'est la loi fondamentale de la dilatation des gaz à pression constante .

β est le coefficient de dilatation volumique à pression constante .

L'expérience montre que α= β donc α= β = 1/ 273,15 = **3,661.10^{-3} °C^{-1}**

En reprenant la même démarche que celle ci-dessus, on peut écrire que : $\boxed{V_1 / V_2 = T_1 / T_2}$

II) ÉQUATION CARACTÉRISTIQUE DES GAZ PARFAITS :

Considérons deux transformations suivantes appliquées à une même masse quelconque de gaz :

- Première transformation : état initial p_0, V_0 et T_0 = 273, 15 K
  état final p_0, V_1 et T

- Deuxième transformation : état initial p_0, V_1 et T
  état final p ,V et T

Appliquons la loi de Gay-Lussac à la première transformation : $\mathbf{V_1 = V_0 (1 + \theta / 273,15) = V_0 . T / 273,15}$
La loi de Boyle-Mariotte à la deuxième : $\mathbf{p_0 . V_1 = p . V}$ **donc** $\mathbf{V_1 = p . V / p_0}$
Si nous remplaçons la 2ème expression dans la 1ère, on a : $\mathbf{p.V = p_0.V_0 . T / 273,15 = p_0.V_0 . T / T_0}$

On obtient donc la relation générale : $$\frac{p_0.V_0}{T_0} = \frac{p.V}{T}$$ Le premier terme de l'égalité est constant

On peut écrire : $\boxed{\frac{p.V}{T} = \text{Constante}}$

2.1)Constante caractéristique des gaz parfaits :

Si on considère une masse de gaz de 1 kg, la valeur $\mathbf{p_0.V_0 / 273,15}$ est une constante caractéristique de la nature du gaz . Appelons **r** cette constante : $\mathbf{r = p_0.V_0 / T_0}$. L'expression se réfère au volume par unité de masse c'est à dire le volume massique.

On peut donc écrire que : $\boxed{p . v = r . T}$

avec : **p** pression absolue du gaz en [Pa] ; ***v*** volume massique en [m^3/kg]
T température absolue du gaz en [K]

Dans cette équation, on retrouve la loi de Mariotte et celle de Gay-Lussac .

<u>Unité et valeur de r :</u>
La constante r, caractéristique de la nature du gaz, représente le travail ou l'énergie qu'il faut fournir à une masse de 1 kg de gaz pour élever sa température de 1 K
r = p . *v* / T **r : constante en J/kg.K**

2.2)Constante caractéristique des gaz parfaits :

Si on se réfère à la masse correspondant au volume molaire normal soit 22,41383 m^3 à 0 °C et 101325 Pa, la constante **r** prend alors une valeur universelle **R** qui est la même pour tous les gaz .
Calculons R : $\mathbf{R = p_0 . V_0 / T_0}$ = 101325 x 22,41383 / 273,15 soit **R = 8314,41 J/ k mol . K**
<u>r dépend du gaz</u> **<u>R est la même pour tous les gaz</u>**

III) ÉQUATION CARACTÉRISTIQUE DANS LE CAS GÉNÉRAL :

3.1) Équation :

Pour une masse m quelconque de gaz, l'équation caractéristique des gaz parfaits s'écrit : $\boxed{p . V = m . r .T}$
Si M est la masse molaire du gaz, c'est à dire la masse d'un volume de 22,4 m^3 de ce gaz aux conditions normales de température et de pression, le nombre de kilo moles de gaz est égal à : **n = m / M**

On en déduit : $\boxed{p . V = n . R . T}$

avec p : pression absolue du gaz en [Pa] V : Volume de n kilo mol en [m^3]
R : constante universelle (8314 J/ k mol. K) T : Température en [K]

3.2) Masse volumique d'un gaz :

Le volume occupé par n moles de gaz est : **V = n . R . T / p** et **m = n / M**
La masse volumique a pour expression : ρ **= m / V** . Donc, on peut écrire : $\boxed{\rho = M . p / R . T}$

IV) MÉLANGE DE GAZ : Loi de Dalton

L'équation caractéristique étant indépendante de la nature du gaz, on peut admettre qu'elle s'applique à un mélange de gaz parfaits : p . V = (n1 + n2 + n3 + ...) . R . T = Σn . R .T

Dans un mélange, les gaz diffusent rapidement les uns dans les autres de sorte que chaque gaz occupe tout le volume V en exerçant sa pression propre appelée **"Pression partielle"** .
La pression du mélange est égale à la somme des pressions partielles de chaque gaz :

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + ... + p_n = \sum_{i=1}^{i=n} p_i$$

V) CAPACITÉ THERMIQUE MASSIQUE :

5.1) Capacité thermique à volume constant :

La capacité thermique massique à volume constant est la quantité de chaleur qu'il faut fournir à 1 kg de gaz pour élever sa température de 1 K sans qu'il y ait changement de volume . Dans une transformation isochore, la variation d'énergie interne de la masse de 1 kg de gaz est donnée par la relation :

$\boxed{dU = Cv . dT}$ ou encore : $U_2 - U_1 = Cv . (T_2 - T_1)$

L'énergie fournie au gaz sous forme de chaleur a pour but de modifier son énergie interne .
Cv varie très peu avec la température de sorte qu'on peut pratiquement la considérer constante pour de faibles écarts de température .

5.2) Capacité thermique à pression constante :

La quantité de chaleur que l'on a fourni à 1 kg de gaz pour élever sa température de 1 K à pression constante est égale à la somme :

- de l'énergie que l'on aurait fourni à 1 kg de ce gaz pour l'élever de 1 K à volume constant
- du travail que ce gaz a effectué pour maintenir sa pression constante.

$\boxed{dQ = Cv . dT + W}$ **dT** : élévation de température en [K]
W = p . dV où p est constante et **dV** la variation de volume

Or , on peut écrire que : **p. dV = r . dT** donc **dQ = Cv . dT + p .dV = Cv. dT + r . dT = Cp . dT**

C'est à dire : $\boxed{Cp = Cv + r}$ ou $\boxed{r = Cp - Cv}$

Cette dernière relation a été définie par MAYER .