

DISCONTINUITÉ DE LA MATIÈRE – STRUCTURE DE L'ATOME ;

A- Objectifs : L'élève doit être capable de :

- mettre en évidence la discontinuité de la matière en utilisant l'expérience de Rut Herford ;
- définir l'atome, citer les parties de l'atome et donner leur constitution ;
- citer les particules fondamentales et de donner leurs caractéristiques ;
- définir le nombre de charge et le nombre de masse ;
- expliquer pourquoi l'atome est électriquement neutre ;
- identifier les couches et les orbitales ;
- donner la représentation de l'atome et faire la configuration électronique de l'élément en utilisant l'ordre de remplissage des sous-couches.

B- Résumé.

I- Discontinuité de la matière : Mise en évidence.

Expérience de Rut Herford. En interposant une feuille d'or d'épaisseur 0,6 micron sur le trajet d'un faisceau de particule α , le physicien Rut Herford observa que seule une particule sur 10000 environ subissait une déviation ; toutes les autres traversaient la feuille sans déviation. Il en déduisit que la matière est poreuse et que chaque atome est une portion d'espace pratiquement vide excepté un minuscule noyau dont la présence explique la déviation infligée à des particules α . Rut Herford montre à la suite de ces travaux que le diamètre du noyau est de l'ordre de $10^{-4}\text{\AA}$. (Fig1).

II- Structure de l'atome.

- 1.) Définition de l'atome.** L'atome est la plus petite partie de la matière qui puisse exister et entrer en combinaison chimique.
- 2.) Les particules fondamentales de l'atome.** Un atome est un édifice microscopique constitué de trois particules fondamentales : électron, proton et neutron.
 - a.) Electron :** Il est une particule de charge négative. Sa masse et sa charge sont les suivants : $q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}\text{kg}$.
 - b.) Proton :** Il est une particule électrique de charge positive. La valeur absolue de sa charge est égale à celle de la charge de l'électron et sa masse vaut environ 1836 fois celle de l'électron. $q_p = e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$; $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}\text{kg}$.
 - c.) Neutron :** Il est une particule électriquement neutre et sa masse est sensiblement égale à celle du proton.

III- Les parties de l'atome. L'atome comporte deux parties qui sont le noyau et le nuage électronique.

- 1.) Noyau.** Il est constitué de Z protons et de N neutrons et sa charge positive vaut Ze. Les protons et les neutrons sont aussi appelés les nucléons.
- 2.) Nuage électronique.** Les électrons gravitent autour du noyau dans le nuage électronique.

IV- Numéro atomique – Nombre de masse.

1.) Définitions.

- Le nombre **Z** de protons dans le noyau est appelé numéro atomique ou nombre de charge.
 - Le nombre **A** de nucléons dans le noyau est appelé le nombre de masse. $A = Z + N$.
- 2.) Neutralité électrique de l'atome.** A l'état fondamental il y a autant de protons dans le noyau que d'électrons dans le nuage électronique ; ce qui fait que l'atome est électriquement neutre. $Ze + (-Ze) = 0$.
- 3.) Représentation de l'atome.** L'atome d'un élément x est représenté par :



V- Configuration électronique.

1.) Niveau d'énergie. Le nuage électronique est constitué de couches électroniques ou niveaux d'énergie qui à leur tour sont constituées de sous-couches ou orbitales.

1^{ère} couche (K) → 1 s

2^{ème} couche (L) → 2 s 2 p

.....

N.B. Chaque couche n peut prendre au maximum $2n^2$ électrons ($n < 20$) sauf la dernière couche qui est saturée à 8 électrons pour les autres et à 2 pour le cas d'une seule couche.

2.) Règle de remplissage des couches. Les sous-couches se remplissent les uns après les autres en commençant par celle de la 1^{ère} couche.

s prend 2 électrons

p prend 6 électrons

d prend 10 électrons

f prend 14 électrons

.....

Le remplissage se fait dans l'ordre suivant :

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s.....

Exemples: $^{16}_{8}\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$; $^{35,5}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

N.B. Cet ordre est obtenu en utilisant la méthode de Klechkovski.

CLASSIFICATION PERIODIQUE DES ELEMENTS

A- Objectifs : L'élève doit être capable de :

- dégager de façon sommaire les deux concepts (Mendeleïev et actuel) de la classification ;
- identifier un groupe, une période ;
- trouver la place d'un élément dans le tableau connaissant son numéro atomique ;
- trouver le numéro atomique d'un élément connaissant les numéros de groupe et de période ;
- expliquer le principe de la classification des éléments ;
- citer des exemples des éléments des familles des métaux, des halogènes et des gaz rares ;
- définir l'électro positivité et l'électro négativité ;
- énoncer la règle de l'octet ;
- définir la valence d'un élément ;
- définir l'isotopie et donner des exemples d'isotopes.

B- Résumé.

I- Historique. Après les tentatives de Dorbner en 1839, Chan Courtois en 1863 et New land en 1865 le jeune russe Dimitri Mendeleïev établit pour la première fois la première classification la plus fiable. Classant les éléments dans l'ordre croissant des masses en laissant apparaître dans la même colonne des éléments de mêmes propriétés chimiques Mendeleïev a mis en cause des masses déjà établies et a laissé des cases dont les éléments ont été découverts plus tard. En 1913 Moseley a repris ce tableau en classant les éléments dans l'ordre croissant de leurs numéros atomiques. Tel est le tableau périodique d'aujourd'hui.

II- Constitution du tableau. Dans le tableau périodique actuel nous avons environ 118 éléments repartis en 18 colonnes et 7 lignes ou périodes.

1.) Périodes.

1^{ère} période. Elle comporte l'hydrogène et l'hélium. Elle correspond au remplissage de la couche K.

2^{ème} période. Correspondant au remplissage de la couche L elle comporte 8 éléments qui sont : le lithium (Li), le béryllium (Be), le bore (B), le carbone (C), l'azote (N), l'oxygène (O), le fluor (F) et le néon (Ne). $3 \leq Z \leq 10$.

3^{ème} période. Elle correspond au remplissage partiel de la couche M jusqu'à 8 électrons et comporte 8 éléments qui sont : le sodium (Na), le magnésium (Mg), l'aluminium (Al), le silicium (Si), le phosphore (P), le soufre (S), le chlore (Cl) et l'argon (Ar). $11 \leq Z \leq 18$.

4^{ème} période. Elle contient 18 éléments allant du potassium (K) au krypton (Kr). Remarque. En la 6^{ème} ligne les lanthanides au nombre de 14 sont signalés à partir de la 56^{ème} case et les actinides et curides sont signalés à partir de la 88^{ème} case en suivant la 7^{ème} ligne.

2.) Colonnes.

1^{ère} colonne. Groupe I ou groupe des métaux alcalins ses éléments ont un seul électron sur la dernière couche. Ce sont l'hydrogène, le sodium,..... Ils ont des propriétés chimiques semblables.

2^{ème} colonne. Groupe II ou groupe des métaux alcalino-terreux ses éléments ont deux électrons sur la couche externe. Ce sont le Be, le Mg, Ca,....

17^{ème} colonne. Groupe des halogènes ses éléments ont sept électrons sur la couche externe. Ils sont : le F, le Cl, le Br,.....

18^{ème} colonne. C'est le groupe des gaz rares qui ont huit électrons sur la dernière couche excepté l'hélium qui n'a que deux. Il s'agit de : He, Ne, Ar,.....

N.B. Le tableau simplifié ne comporte que 4 lignes et 8 colonnes.

III- Interêt.

1.) Notions d'électro positivité et d'électro négativité.

L'électro positivité est la facilité pour un atome de perdre un ou des électrons en donnant un ion positif.

Exemples : $H \rightarrow e^- + H^+$; $Na \rightarrow Na^+ + e^-$; $Ca \rightarrow Ca^{++} + 2e^-$.

L'électro négativité est la facilité pour un atome de gagner un ou des électrons en devenant un ion négatif.

Exemples : $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$; $F + e^- \rightarrow F^-$; $O + e^- \rightarrow O^{--}$.

Sur une ligne l'électro négativité croît de gauche vers la droite.

2.) Règle de l'octet. Au cours de la transformation chimique les atomes tendent à saturer la dernière couche à 8 électrons (octet d'électrons) excepté l'hydrogène qui tend à saturer la sienne à 2.

3.) Valence d'un élément. On appelle valence d'un élément la capacité de son atome à capter ou à céder des électrons. Les métaux alcalins qui cèdent un électron et les halogènes qui captent un électron ont la valence 1. Les métaux alcalino-terreux et les éléments de la colonne de l'oxygène ont la valence 2 car les premiers peuvent céder 2 électrons pendant que les seconds peuvent en capter autant.

IV- Notion d'isotopie. Des atomes sont isotopes lorsque leurs noyaux comportent le même nombre de protons mais des nombres de neutrons différents. Ils possèdent donc des masses différentes.

Exemples : ${}^6_{12}\text{C}$, ${}^6_{13}\text{C}$, ${}^6_{14}\text{C}$; ${}^1_1\text{H}$, ${}^1_2\text{H}$, ${}^1_3\text{H}$; ${}^{92}_{235}\text{U}$, ${}^{92}_{238}\text{U}$.

LES LIAISONS CHIMIQUES ;

A- Objectifs :

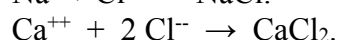
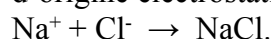
- définir une liaison chimique ;
- définir les liaisons covalentes ;
- définir une liaison ionique ;
- définir une liaison polaire.

B- Résumé.

I- **Définition.** On appelle liaisons chimiques les liaisons formées à la suite des interactions d'origines électriques dues à la présence de charges positives et négatives (noyau et électron) des atomes ou des ions au sein d'un édifice chimique. H_2 , $NaCl$, NH_4^+ .

II- Liaisons ionique, covalente et semi-polaire.

1.) **Liaison ionique.** On appelle liaison ionique la liaison due à l'interaction d'origine électrostatique entre un ion positif et un ion négatif.

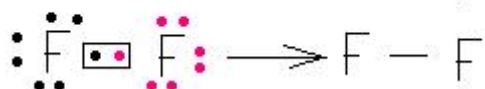
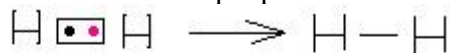


2.) **Liaisons covalentes.** On appelle liaison covalente ou liaison de covalence la liaison constituée à la suite de la mise en communs, par les atomes en liaison, un ou plusieurs doublets électroniques dont les électrons proviennent des deux atomes.

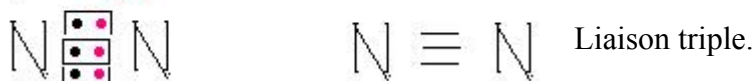
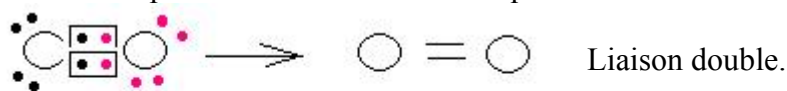


Il existe plusieurs types de liaisons covalentes.

a.) **Liaison covalente simple.** Elle est constituée par la mise en commun d'un seul doublet électronique par les atomes en liaison.



b.) **Liaisons covalente multiples.** Elles sont constituées à la suite de la mise en commun de plusieurs doublets électroniques.

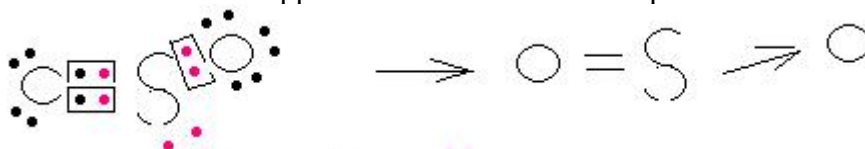


c.) **Liaison covalente polarisée.** Elle est une liaison entre un élément positif et un élément électronégatif.



3.) **Liaison semi-polaire.** On appelle liaison semi-polaire ou liaison dative la liaison constituée à la suite de la mise en commun d'un doublet électronique par les atomes en liaison le doublet provenant d'un seul atome. L'atome qui

fournit le doublet est appelé donneur et l'autre accepteur.



Exercice : Déterminez les natures des liaisons dans les composés suivants : KCl, H₂O, NH₃, POCl₃. On a les données suivantes.



LES REACTIONS CHIMIQUES

A- Objectifs : L'élève doit être capable de :

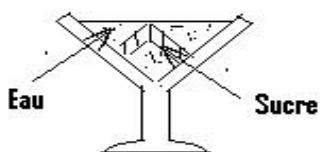
- définir une transformation physique, une transformation chimique ;
- distinguer une réaction chimique d'une transformation physique ;
- écrire et équilibrer l'équation bilan d'une réaction chimique ;
- calculer les quantités mises en jeu dans une réaction chimique ;
- définir les notions de mole, de masse molaire, de volume molaire, de densité par rapport à l'air ;
- énoncer les lois d'Avogadro- Ampère et de Lavoisier.

B- Résumé.

I- Réaction chimique.

1.) Transformation physique, réaction chimique.

Expérience1. Mettons un morceau de sucre dans un verre d'eau et agitions le : le morceau de sucre disparaît et l'eau devient sucrée. On dit qu'il y a dissolution du sucre dans de l'eau. En chauffant convenablement cette solution obtenue la vapeur d'eau s'échappe et on retrouve du sucre. On dit que la dissolution est une transformation physique. Comme phénomène physique on peut citer les changements d'états et d'autres transformations qui n'altèrent pas la nature du corps.



Expérience2. Chauffons le sucre jusqu'à 300°C : il brunit et on dit que le sucre se caramélise. A une haute température des vapeurs inflammables se dégagent et on obtient du carbone presque pur. On dit que le sucre s'est décomposé en gaz inflammables et carbone. La décomposition du sucre sous l'action de la chaleur est une transformation chimique ou réaction chimique.



- 2.) **Définition de la réaction chimique.** On appelle réaction chimique ou transformation chimique la transformation au cours de laquelle des espèces chimiques (molécules, ions, édifices cristallins, ...) disparaissent pour donner de nouvelles espèces (réarrangement des atomes). Les espèces disparues sont appelées les réactifs et celles apparues les produits.
- 3.) **Définition d'une transformation physique.** On appelle transformation physique la transformation qui n'altère pas la nature du corps.
- 4.) **Distinction entre réaction chimique et transformation physique.** Si une transformation physique n'affecte pas la nature du corps la réaction chimique le transforme totalement en un autre produit.

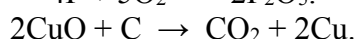
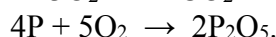
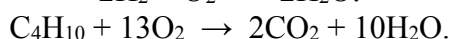
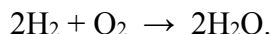
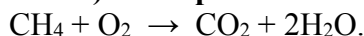
II- Equation bilan.

1.) Définition. On appelle équation bilan d'une réaction la relation qui exprime quantitativement et qualitativement les transformations qui se produisent dans la réaction.

2.) Règles.

- Les réactifs, séparés par un ou des signes d'addition, figurent dans le premier membre.
- Les produits figurent dans le second membre, séparés par un ou des signes d'addition.
- Les réactifs et les produits sont séparés par une flèche orientée vers les produits.
- On équilibre l'équation et l'état physique de chaque composé peut-être signalé par (s), (l) ou (g) à l'indice.

3.) Exemples.



4.) Lois de conservation.

a.) Loi qualitative.

Soit l'équation bilan $2\text{CuO} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{Cu}$.

CuO et **C** sont les réactifs pendant que **CO₂** et **Cu** sont les produits. + de la gauche veut dire « agit avec » et celui de la droite « et ». La flèche se lit « pour donner ». Les coefficients **2, 1, 1, 2** sont appelés des coefficients stœchiométriques.

Loi de Lavoisier.

Au cours d'une réaction chimique la masse des produits est égale à celle des réactifs entrés en réaction.

b.) Loi quantitative.

Définition de la mole. Une mole d'entités élémentaires est la quantité de matière constituée de $6,02 \times 10^{23}$ entités élémentaires.

Définition de la masse molaire. La masse molaire d'une entité élémentaire est la masse d'une mole de cette entité élémentaire.

Définition du volume molaire. Le volume d'une mole d'une entité élémentaire est appelé son volume molaire.

Loi d'Avogadro- Ampère. Le volume occupé par une mole de gaz dans des conditions fixées de température et de pression est indépendant de la nature du gaz. On l'appelle volume molaire.

'air. La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la d'un volume du gaz par la masse m' du même volume d'air.

$$d = \frac{m}{m'}, \quad \text{Densité par rapport à masse } m$$

Considérons une mole du gaz. On a :

$$d = \frac{M}{M'}, \quad \text{avec } M' = a_0 \times V_0 \approx (1,293 \times 22,4) \text{ g/mol} \approx 29 \text{ g/mol. D'où}$$

$$d = \frac{M}{29}$$

c.) Mélange stœchiométrique. Un mélange stœchiométrique est un mélange dont la proportion est telle qu'après la réaction aucun réactif ne subsiste. Dans le cas contraire le mélange est non stœchiométrique.

Soit l'équation bilan :



$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}$$

. Dans le cas où le mélange n'est pas stoechiométrique seule la quantité engagée du réactif disparu est prise en compte.

d.) Remarque : En considérant la réaction à l'échelle macroscopique les molécules sont remplacées par des moles et les fractions sont admises comme coefficients stoechiométriques.

EXERCICES.

EXERCICE1

On fait agir à disparition totale du cuivre 12, 7g de cuivre sur l'acide nitrique : on obtient une solution de nitrate de cuivrique ou nitrate de cuivre II : $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Quelle masse de nitrate cuivrique obtient-on ? $M(\text{Cu})=63, 5 \text{ g/mol}$; $M(\text{N})=14\text{g/mol}$.

EXERCICE2.

Le butane et le propane sont deux alcanes utilisés comme combustibles domestiques. Leur combustion donne du dioxyde de carbone et de l'eau. Leurs formules sont respectivement C_4H_{10} pour le butane et C_3H_8 pour le propane.

a.) Ecrire les équations bilan de combustion.

b.) Sachant qu'une bouteille de propane contient environ 15kg de gaz liquéfié, calculer la masse d'eau celle du dioxyde de carbone formés lorsqu'on brûle tout le gaz contenu dans la bouteille.

COMPRESSIBILITE ET LA DILATATION DES GAZ.

A- Objectif : L'élève doit être capable de :

- citer les variables d'état ;
- décrire une expérience relative à la loi de Boyle Mariotte ;
- énoncer la loi de Boyle Mariotte et écrire la formule ;
- énoncer la loi de Gay -Lussac et écrire la formule ;
- définir la température absolue ;
- énoncer la loi de Charles et écrire la formule ;
- donner l'équation caractéristique des gaz parfaits ;
- exprimer la masse volumique d'un gaz en fonction des variables d'état.
- Calculer la masse d'un volume donné de gaz à température et pression données.

B- Résumé.

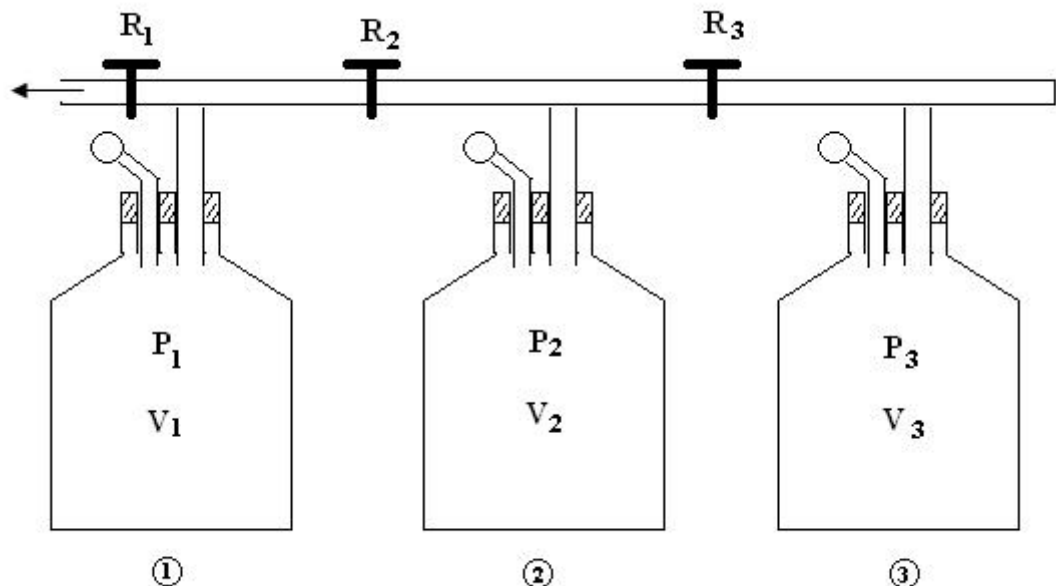
I- **Caractéristique de l'état physique d'une masse donnée de gaz : Les variables d'état.** On appelle variables d'état d'une masse donnée de gaz la pression, le volume et la température.

II- **Compressibilité des gaz : Loi de Boyle Mariotte.**

1.) **Expérience.** Soient 3 bouteilles de même volume V pouvant se communiquer comme indique la figure. Chaque bouteille est dotée d'un robinet et d'un manomètre gradué de 0 à 2, 5 bars. Faisons le vide dans les 3bouteilles et fermons les robinets R_2 et R_3 . Remplissons d'air la bouteille ① sous une pression de 2 bars. Fermons R_1 et ouvrons R_2 ; on observe que $P_2 = 1$ bar et $V_2 = 2V$. Ouvrons R_3 la pression devient $P_3 = \frac{2}{3}$ bar pour un volume $V_3 = 3V$.

1 ^{er} cas	2 ^{ème} cas	3 ^{ème} cas
$P_1 V_1 = 2V$	$P_2 V_2 = 2V$	$P_3 V_3 = 2V$

Nous remarquons que $PV = \text{Cste}$ lorsque la température ne varie pas.



2.) **Enoncé de la loi de Boyle Mariotte.** Pour une masse donnée de gaz prise à des pressions différentes mais à la même température le produit de la pression par le volume est une constante. $PV = \text{Cste}$.

N.B. Cette loi est d'autant plus vérifiée que le gaz est éloigné des conditions de liquéfaction et est à faible pression.

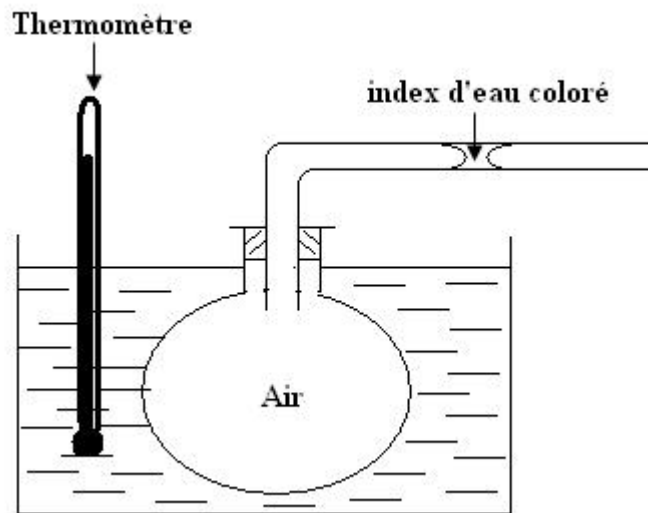
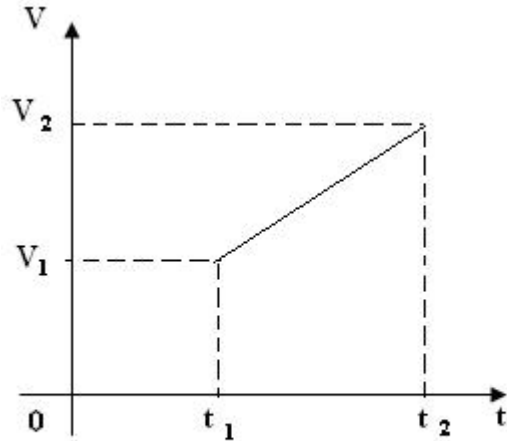
3.)

Conséquence.

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} \Rightarrow PV = P \frac{m}{\rho} = \text{Cste}$$

III- Dilatation des gaz en fonction de la température.

- 1.) **A pression constante : Loi de Gay – Lussac.** Chauffons sous pression constante une quantité d'air emprisonnée dans un ballon au moyen d'un index d'eau colorée. Relevons le volume V en fonction de la température. Nous remarquons que la représentation du volume en fonction de la température est une droite affine.



Enoncé de la loi de Gay – Lussac. A pression constante la relation qui lie le volume d'une masse donnée de gaz et la température exprimée en degrés celsius est une fonction affine.

$$\frac{V}{t + 273} = \text{Cste}$$

N.B. La température exprimée à l'échelle Kelvin est appelée température absolue.

$$T = t +$$

273.

$$\frac{V}{T} = \text{Cste}$$

- 2.) **Loi de Charles.** Lorsqu'on chauffe une masse donnée d'air maintenu dans un volume invariable nous nous rendons compte que la pression est proportionnelle à la température absolue.

Enoncé de la loi de Charles. A volume constant la pression est une fonction affine de la température exprimée en degrés celsius

$$\frac{P}{t + 273} = \text{Cste} \quad \text{ou} \quad \frac{P}{T} = \text{Cste}$$

IV-Equation des gaz parfaits.

a. **Définition.** On appelle gaz parfait un gaz qui satisfait quelles que soient la température et la pression aux lois suivantes :

- Loi de Boyle Mariotte ;
- Loi de Gay – Lussac.

b. **Equation caractéristique des gaz parfaits.** Cette relation est :

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

c. **Constante des gaz parfaits.** Prenons une mole de gaz dans les C.N.T.P.

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{101325 \times 22,414 \cdot 10^{-3}}{273,15} \approx 8,314 \text{ (U.S.I.)}$$

Cette constante notée **R** est appelée la constante des gaz parfaits. $R \approx 8,314$ (U.S.I.).
Pour n moles $PV = nRT$.

d. Applications.

a.) **Masse volumique.**

$$PV = nRT \Rightarrow P \frac{m}{M} = nRT \Rightarrow P \frac{m}{M} = \frac{m}{M} RT \Rightarrow M = \frac{PM}{RT}$$

b.) **Densité.**

$$d = \frac{M}{29} \quad PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{mRT}{PV} \quad d = \frac{mRT}{29PV}$$

c.) **Calcul de la masse d'un volume de gaz.**

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{m}{M} \Rightarrow m = \frac{MPV}{RT}$$