**ETAT DE LA MATIERE**

**GAZ PARFAIT**

La matière se présente dans la nature sous trois formes différents: solide ,liquide et gazeux .

On appelle l’etat liquide et gazeux par l’état fluide

**Au niveau macroscopique** , on différe entre ces état par la forme

L’état solide : le corps prend une forme précis

L’état liquide : le corps prend la forme du récipient

L’état gazeux : les molécules du corps occupent tout le volume disponible . Si on a deux volumes V1 et V2 telque V1< V2, les n1 molécules occuperont les 2 volumes ( elles seront plus compressé dans le plus petit volume que le plus grand ) .

**Au niveau microscopique**, ces trois étatsdépendent de la matière elle-même (l’énergie de liaison EL entres les atomes ) et des conditions de température et de pression (l’énergie thermique ET ) . L énergie EL représente l’ordre et l’ énergie ET représente le désordre , suivant ces deux valeurs d’énergies , on distingue ces trois états (voir figure 1)

Etat solide : $E\_{L}\gg \gg E\_{T}$, on se trouve avec un arrangement ordonné d’atomes

Etat liquide : $E\_{L}\~E\_{T}$, le désordre commence à apparaitre

Etat gazeux : $E\_{L}\ll \ll E\_{T}$, le désordre total



Figure 1

****

**GAZ PARFAIT**

Un gaz est dit parfait lorsque le volume de ces molécules est négligeable devant celui du vide qui les entourent (interaction entre molécules est faible) ou tout simplement lorsqu’on est à faible pression

Cette condition est réalisable pour les gaz rares qui se trouvent dans la 8 ieme colonne du tableau périodique : c’est des monoatomiques qui n’ont aucune affinités les uns des autres. Pour les autres gaz ça peut être qu’une approximation

**Loi des gaz parfait :**

Pour une masse m constante d’un gaz, Mariotte, Guy-Lussac et Charles montrent expérimentalement que les trois grandeurs Volume, température, et pression sont liées entre elles, on peut déduire l’une si on connait les deux autres .

Ils ont obtenus les résultats suivants :

A température constante : le produit de la pression d’une masse gazeuse par son volume est constant $P\_{1}V\_{1}=P\_{2}V\_{2}⟹PV=cst $

A pression constante : le volume occupé par une masse gazeuse est proportionnel à la température

$$\frac{V\_{1}}{T\_{1}}=\frac{V\_{2}}{T\_{2}}⟹\frac{V}{T}=cst$$

A volume constant : la pression occupée par une masse gazeuse est proportionnel à la température

$$\frac{P\_{1}}{T\_{1}}=\frac{P\_{2}}{T\_{2}}⟹\frac{P}{T}=cst$$

De ces résultats, on déduit la relation

$$\frac{P\_{1}V\_{1}}{T\_{1}}=\frac{P\_{2}V\_{2}}{T\_{2}}⟹\frac{PV}{T}=cst$$

Avec un nombre n donné de mole cette constante est la même pour tout les gaz
$$cst=nR$$

La relation générale des gaz parfait s’écrit alors :

$$PV=nRT$$

 **REMARQUE**

Si P est pris en atmosphère, V en litre et T en degré kelvin.

La constante $R=0,082l\*atm °K^{-1}mole^{-1}$

Si P est pris en Pascal, V en mètre cube et T en degré kelvin.

La constante $R=8,31 J °K^{-1}mole^{-1}$

A savoir que $1l=1dm^{3}=10^{-3}m^{3} et 1atm≅01×10^{5}Pa$

**Application**

**Les** conditions normales de température et de pression correspondant à $T=0^{°}C=273°Ket P=1atm$ . Quel est le volume occupé par une mole de gaz parfait

$$PV=nRT⟹V=\frac{nRT}{P}=\frac{1\*0,082\*273}{1}=22,4l$$

Le volume d’une mole d’un gaz parfait est de 22,4litre dans les conditions normales de température et de pression

**Comment calculer la pression partielle dans un mélange de plusieurs gaz parfait ?**

Chaque gaz i a un nombre de mole ni et il exerce une pression Pi qu’on appelle pression partielle. Ces gaz qui constituent le mélange se trouvent dans le même récipient C.-à-d. ils occupent le même volume et ils sont à la même température.

On appliquant la loi des gaz parfait on aura : $P\_{i}=\frac{n\_{i}RT}{V} ⟹P\_{i}=\frac{n\_{i}RT}{V} $

 En multipliant le numérateur et le dénominateur par le nombre de mole total n, on obtient $P\_{i}=\frac{n\_{i}RT}{V}\frac{n}{n}=\frac{n\_{i}}{n}\*\frac{nRT}{V}=\frac{n\_{i}}{n}P=f\_{i}P$

On a : $P\_{i}=f\_{i}P$ avec $f\_{i}(fraction molaire)=\frac{n\_{i}}{n}$

**Exercice d’application**

On mélange dans un récipient de volume V=18,5 litres à la température T=293K trois gaz qui sont respectivement de l’hydrogène H2, de l’oxygène O2 et de l’azote N2 de nombre de moles n1=0,03075mole, n2=0,075mole, n3=0,0582 mole respectivement.

On suppose que le mélange ainsi formé est idéal. Calculer la pression totale, la fraction molaire de chaque gaz et les différentes pressions partielles.

**Solution**

Les 3 gaz occupent le même volume V=18,5l et ils se trouvent à la même température T=293K. D’après la loi des gaz parfait la pression totale est$ P=\frac{nRT}{V} avec n=n\_{1}+n\_{2}+n\_{3}=0,03075+0,075+0,0582=0,164moles$. On obtient donc :

$P=\frac{0,164×293×0,082}{18,5}=0,213atm$ . Comme le volume est en litre, $R=0,082l\*atm °K^{-1}mole^{-1}$ et la pression sera en atmosphère.

**Les fractions molaires :**

$$f\_{H\_{2}}=\frac{n\_{1}}{n}=\frac{0,03075}{0,164}=0,1875$$

$$f\_{O\_{2}}=\frac{n\_{2}}{n}=\frac{0,075}{0,164}=0,4573$$

$$f\_{N\_{2}}=\frac{n\_{3}}{n}=\frac{0,0582}{0,164}=0,3548$$

**Les pressions partielles :**

$$P\_{H\_{2}}=f\_{H\_{2}}P=0,1875×0,213=0,04atm$$

$$P\_{N\_{2}}=f\_{N\_{2}}P=0,3548×0,213=0,0755atm$$

$$P\_{O\_{2}}=f\_{O\_{2}}P=0,4573×0,213=0,097atm$$

Pour vérifier les calculs, on doit trouver  :

$$\sum\_{}^{}f\_{i}≅1 et \sum\_{}^{}P\_{i}=P$$