

## NOTIONS ELEMENTAIRES DE CHIMIE

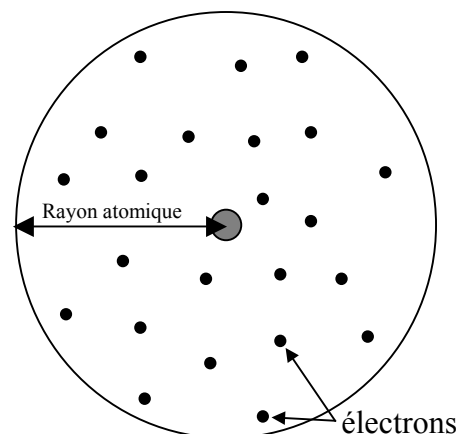
### I. L'ATOME

Les atomes sont des « petits grains de matière » qui constituent la matière. L'atome est un système complexe que l'on va étudier à l'aide de modèle simple.

#### IA. STRUCTURE DE L'ATOME

Un atome est constitué d'un noyau sphérique central, autour duquel gravitent des électrons. Ce modèle permet de décrire de façon simple l'atome. C'est le modèle de Rutherford (1910).

On représente l'atome par une sphère, son rayon atomique a un ordre de grandeur de  $10^{-10}$  m (0.1nm).



#### IB. LE NOYAU

Le noyau a un rayon de l'ordre de  $10^{-15}$  m (1 fm), C'est à dire 100 000 fois plus petit que l'atome.

Il est constitué de nucléons :

- les protons
- les neutrons

##### IB1. les protons (p)

Les protons ont une charge électrique positive, sa valeur est  $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$  C, c'est la plus petite charge électrique que puisse porter une particule.

Les protons ont une masse égale à  $1,673 \cdot 10^{-27}$  kg, on la note  $m_p$ .

##### IB2. les neutrons (n)

Les neutrons sont électriquement neutres.

Les neutrons ont une masse égale à  $1,675 \cdot 10^{-27}$  kg, on la note  $m_n$ .

#### IC. LES ELECTRONS (e<sup>-</sup>)

Les électrons possèdent une charge électrique négative. Sa valeur est :  $-e = -1,6 \cdot 10^{-19}$  C.

Leur masse est environs 1800 fois plus petite que celle des nucléons ( $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31}$  kg)

#### ID. COMPOSITION DE L'ATOME

Les atomes se distinguent par le nombre de particules (protons, neutrons, électrons) qui les composent.

Les atomes sont électriquement neutres.

Représentation symbolique

Chaque atome est caractérisé par deux nombres :

- le numéro atomique : Noté Z, il correspond au nombre de protons contenus dans le noyau. Il est aussi appelé nombre de charges.
- Le nombre de nucléons : Not' A, il correspond au nombre de protons et de neutrons présents dans le noyau. Il est aussi appelé nombre de masse.



Exemple :

${}^{12}_6 C$  Le carbone possède un numéro atomique  $Z = 6$ , cela signifie que son noyau possède 6 protons.

Son nombre de masse A est 12, donc son nombre de neutrons est :

$$A - Z = 12 - 6 = 6 \text{ neutrons}$$

**ID1. nombre d'électrons**

Un atome isolé est électriquement neutre : la somme des charges électriques des particules est nulle. La charge du noyau est  $+Z.e$  (c'est pour cela que  $A$  est appelé nombre de charge). La charge des électrons doit donc être  $-Z.e$ . Un électron ayant une charge  $-e$ , l'atome possède autant d'électrons que de protons, c'est à dire  $Z$  électrons.

Exemple : le carbone possède 6 protons, il a donc 6 électrons.

**ID2. Masse d'un atome**

La masse d'un atome est la somme de la masse des particules qui le compose :

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + (A-Z).m_n + Z.m_e$$

exemple : calcul de la masse d'un atome de carbone:

$$m_C = 6.m_p + (12-6).m_n + 6.m_e$$

$$m_C = 6.1,673.10^{-27} + (12-6).1,675.10^{-27} + 6.9,109.10^{-31}$$

$$m_C = 2,0093.10^{-26} \text{ kg}$$

On a vu que la masse de l'électron est négligeable devant celle d'un nucléon. On va donc simplifier le calcul de la masse d'un atome en ne prenant en compte que les nucléons (d'où le nom de nombre de masse).

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + (A-Z).m_n$$

exemple : calcul de la masse d'un atome de carbone 12:

$$m_C = 6.m_p + (12-6).m_n$$

$$m_C = 6.1,673.10^{-27} + (12-6).1,675.10^{-27}$$

$$m_C = 2,0088.10^{-26} \text{ kg}$$

**IE. EXERCICES**

- Donner le nom et déterminer la composition chimique des atomes suivants:



- Quelle est la représentation symbolique d'un atome de chlore (Cl) ayant 17 protons et 35 nucléons ?
- Quel est son nombre de neutrons ?
- Calculer la masse de l'atome de chlore.
- Une tournure de cuivre a une masse de 5 mg.
- Calculer la masse d'un atome de cuivre. (Cu :  $A = 63$  ;  $Z = 29$ )
  - Evaluer le nombre d'atomes contenu dans cet échantillon.

**II. LES ELEMENTS CHIMIQUES**

Il existe environs 110 éléments chimiques. Un même élément peut avoir plusieurs entités chimiques (atomes, ions).

**IIA. LES ISOTOPES**

Des atomes ayant le même nombre de charges, mais un nombre de nucléons différents sont des isotopes. Des atomes isotopiques ont les mêmes propriétés chimiques. Ils sont désignés par le même nom et par le même symbole. Seul change l'indication du nombre de nucléons (le nombre de neutrons change).

Exemple : le lithium :

*Le lithium 6 : Possède 3 protons, 3 neutrons (6-3), et 3 électrons*

*Le lithium 7 : Possède 3 protons, 4 neutrons (7-3) et 3 électrons*

De nombreux atomes possèdent des isotopes naturels. La proportion de chaque isotope est connue et dépend de l'atome envisagé. Cette proportion est appelée abondance relative des isotopes. Exemples :

	$A=12$	$A=13$	$A=14$	$A=15$	$A=16$	$A=17$	$A=18$
Carbone (C) $Z = 6$	98,9%	1,1%	Traces				
Azote (N) $Z = 7$			99,6%	0,4%			
Oxygène (O) $Z = 8$					99,8%	0,05%	0,15%

## IIB. IONS MONOATOMIQUES

Un ion monoatomique est un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Au cours du passage de l'atome à l'ion le noyau n'est pas modifié, le numéro atomique  $Z$  n'est pas modifié. Par contre l'aspect de la matière change

*Exemple : le cuivre est un métal rouge alors que l'ion cuivre a une couleur bleue*

Un ion a donc un nombre d'électrons différent du nombre de protons présent dans le noyau. Un ion n'est donc pas électriquement neutre, il porte une charge électrique que l'on indique en exposant à droite du symbole. ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ...)

- Les cations sont des ions chargés positivement, ils ont des charges positives excédentaires, ils ont gagné un ou plusieurs électrons. L'ion chlorure  $\text{Cl}^-$  a gagné un électron. Il possède une charge élémentaire négative en plus symbolise par le signe  $-$ . L'ion oxyde  $\text{O}^{2-}$  a gagné 2 électrons. Il possède 2 charges élémentaires négatives en plus symbolise par le signe  $^{2-}$ .
- Les anions sont des ions chargés négativement, ils ont des charges négatives excédentaires, ils ont perdu un ou plusieurs électrons. L'ion sodium  $\text{Na}^+$  a perdu un électron. Il possède une charge élémentaire positive en plus symbolise par le signe  $+$ . L'ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  a perdu 2 électrons. Il possède 2 charges élémentaires positives en plus symbolise par le signe  $^{2+}$ .

Un atome peut former plusieurs ions différents : le fer forme l'ion fer II ( $\text{Fe}^{2+}$ ) et l'ion fer III ( $\text{Fe}^{3+}$ ).

Les ions se regroupent entre eux pour former des composés ioniques qui sont électriquement neutre (il y a autant de charges positives portées par des ions positifs que de charges négatives portées par des ions négatives).

*Exemple : Le chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ) est constitué de l'ion  $\text{Na}^+$  et de l'ion  $\text{Cl}^-$ .*

Lorsque l'on dissout un composé ionique dans de l'eau on forme une solution ionique.

## IIC. ELEMENT CHIMIQUE

Un élément chimique est l'ensemble des entités possédantes le même nombre de protons dans leur noyau.

Un élément est caractérisé par son symbole et son numéro atomique  $Z$ .

Exemple : l'élément oxygène est constitué :

- Des atomes  $^{16}_8\text{O}$   $^{17}_8\text{O}$   $^{18}_8\text{O}$
- de l'ion  $\text{O}^{2-}$

Voici quelques éléments à connaître :

Elément	Symbole atomique	Symbole ionique
Hydrogène	H	$\text{H}^+$
Carbone	C	
Azote	N	
Oxygène	O	$\text{O}^{2-}$
Fluor	F	$\text{F}^-$
Sodium	Na	$\text{Na}^+$
Magnésium	Mg	$\text{Mg}^{2+}$
Aluminium	Al	$\text{Al}^{3+}$

Elément	Symbole atomique	Symbole ionique
Soufre	S	$\text{S}^{2-}$
Chlore	Cl	$\text{Cl}^-$
Potassium	K	$\text{K}^+$
Fer	Fe	$\text{Fe}^{2+}$
		$\text{Fe}^{3+}$
Cuivre	Cu	$\text{Cu}^{2+}$
Zinc	Zn	$\text{Zn}^{2+}$
Brome	Br	$\text{Br}^-$

Les éléments chimiques sont regroupés dans le tableau périodique des éléments.

H																	
Li	Be											C	N	O	F		
Na	Mg											Al			S	Cl	
K	Ca						Fe				Cu	Zn					Br

Les lignes sont appelées périodes.

Les colonnes forment des familles d'éléments :

- La 1<sup>ère</sup> colonne est la colonne des métaux alcalins, ils forment des ions une fois positif :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{K}^+$ .
- La 2<sup>nd</sup> colonne est la colonne des alcalino-terreux, ils forment des ions 2 fois positif :  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ .
- L'avant-dernière colonne est la colonne des halogènes, ils forment des ions une fois négatif :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Br}^-$ .
- La dernière colonne est la colonne des gaz rares ou nobles. Ces éléments ne forment pas d'ion

## IID. EXERCICES

- Parmi les symboles chimiques suivants, indiquer ceux qui sont écrits correctement et corriger les autres :

CO, fE, Na, N, O, MG, au

- Parmi la liste suivante regrouper les isotopes appartenant au même élément chimique :

$\begin{matrix} 124 & 124 & 123 & 124 & 129 & 115 \\ 52? & 50? & 52? & 54? & 54? & 50? \end{matrix}$

- Au cours d'une transformation chimique, l'aluminium perd 3 électrons. L'atome d'aluminium est caractérisé par :  $A = 27$  ;  $Z = 13$ 
  - Donner la composition de l'atome d'aluminium
  - Donner la composition de l'ion aluminium
  - Donner le symbole chimique de cet ion ;
- Donner le nom et la formule des corps ioniques constitués des ions suivant ;
  - $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Cl}^-$
  - $\text{K}^+$  et  $\text{I}^-$
  - $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{O}^{2-}$
  - $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{S}^{2-}$
- Le soufre possède 4 isotopes. Le tableau suivant donne les abondances relatives de chacun d'eux.

Isotope	Abondance relative
$\begin{matrix} 32 \\ 16 \\ \text{S} \end{matrix}$	95%
$\begin{matrix} 33 \\ 16 \\ \text{S} \end{matrix}$	0,8%
$\begin{matrix} 34 \\ 16 \\ \text{S} \end{matrix}$	4,2%
$\begin{matrix} 36 \\ 16 \\ \text{S} \end{matrix}$	traces

- Donner la composition atomique de ces isotopes
- Le soufre forme un ion en gagnant 2 électrons. Donner toutes les compositions possibles pour cet ion

## III. STABILITE DES ATOMES

### IIIA. LES COUCHES ELECTRONIQUES

Les électrons des atomes ne se répartissent pas de manière aléatoire autour du noyau mais sont rangés sur différentes **couches électroniques** :

- La couche K : possède 2 électrons au maximum
- La couche L : possède 8 électrons au maximum
- La couche M : possède 18 électrons au maximum

La couche K est la plus proche du noyau, vient ensuite la couche L puis la couche M. Il existe en tous 7 couches successives.

Lorsqu'une couche est pleine on dit qu'elle est **saturée**.

### **IIIB. REEMPLISSAGE DES COUCHES**

Chaque atome possède sa **structure électronique**. Donner la structure électronique d'un atome consiste à indiquer le nombre d'électrons sur chaque couche.

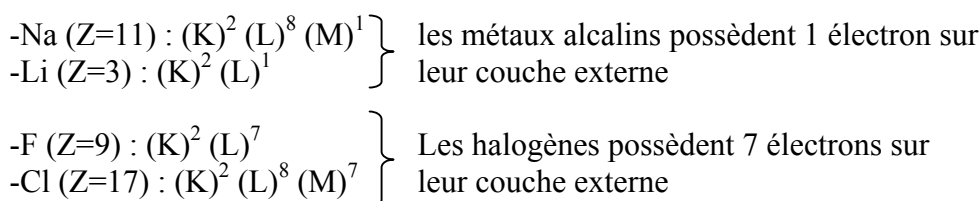
Ex : le néon : Ne (Z=10) : (K)<sup>2</sup> (L)<sup>8</sup>

#### **Il existe des règles de remplissage valables uniquement si Z ≤ 18**

- On répartit les électrons sur la couche K jusqu'à saturation
- On répartit les électrons sur la couche L jusqu'à saturation
- On répartit les électrons sur la couche M jusqu'à saturation

Les électrons placés sur la dernière couche sont les plus éloignés du noyau, on dit qu'ils sont sur la couche externe. Ces électrons permettent de prévoir la réactivité des atomes.

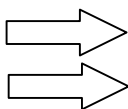
Exemple de structure électronique de différents atomes :



Remarque :

Li et F appartiennent période 2 (ligne 2)

Na et Cl appartiennent période 3 (ligne 3)



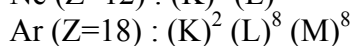
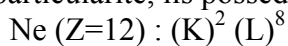
leur couche externe est la couche L

leur couche externe est la couche M

### **IIIC. REGLE DE STABILITE**

#### **IIIC1. les gaz rares (noble).**

Les gaz rares sont les éléments situés dans la dernière colonne du tableau périodique. Ces gaz ont une particularité, ils possèdent tous 8 électrons sur leur couche externe (sauf l'hélium : 2 électrons).



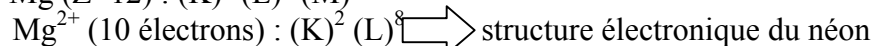
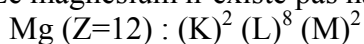
Cette caractéristique leur donne une grande stabilité chimique, on dit qu'ils sont chimiquement neutres. Ils restent naturellement à leur état atomique

#### **IIIC2. les autres éléments.**

Les autres éléments n'existent pas naturellement sous forme atomique car ils ne sont pas stables (ils ne possèdent pas 8 électrons sur leur couche externe). Pour gagner en stabilité, ils cherchent à obtenir la même structure électronique que le gaz rare de numéro atomique le plus proche du leurs.

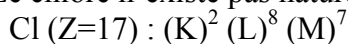
Exemple :

- Le magnésium n'existe pas naturellement. En présence d'eau il forme l'ion Mg<sup>2+</sup>.



RQ : il est plus facile de perdre 2 électrons que d'en gagner 6

- Le chlore n'existe pas naturellement. En présence d'eau il forme l'ion Cl<sup>-</sup>



RQ : il est plus facile de gagner 1 électron que d'en perdre 7

### III C3. Règle du duet ou de l'octet.

Les éléments chimiques dont le numéro atomique est proche de 2 ( $n^\circ$  atomique de l'hélium) adoptent la structure électronique de l'hélium. Ils possèdent 2 électrons sur leur couche externe et augmentent leur stabilité. C'est la règle du duet.

Les autres éléments chimiques dont  $Z \leq 20$  adopte la structure électronique du néon ou de l'argon, ils possèdent 8 électrons sur leur couche externe et augmentent leur stabilité. C'est la règle de l'octet.

Pour obéir à ces règles, les atomes :

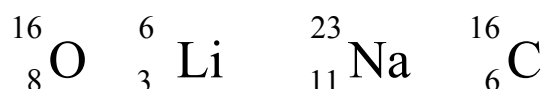
- perdent ou gagnent des électrons : formation d'ion monoatomique
- s'associent à d'autres atomes : formation de molécules ou d'ions polyatomiques

Ces règles permettent de prévoir avec certitude la charge des ions monoatomiques pour  $Z \leq 20$ .

Exemple :  $\text{Na}^-$  ( $Z=12$ ) :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^2$  n'existe pas car sa couche externe ne répond pas à la règle de l'octet.

### IIID. EXERCICES

- Donner la composition et la structure électronique des atomes suivant :



- Déterminer la structure électronique de l'atome de soufre S ( $Z=16$ ).
- L'ion sulfure est formé par un atome de soufre ayant gagné 2 électrons. Donner sa structure électronique. Pourquoi le soufre gagne-t-il 2 électrons ?
- Parmi les ions suivants, déterminer ceux qui sont stables.  
 $\text{Cl}^+$ ,  $\text{Cl}^{2+}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Cl}^{2-}$ .  
 $\text{Mg}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^-$ ,  $\text{Mg}^{2-}$
- Quels sont les ions monoatomiques formés par les atomes suivants (justifier) :  
 - Le fluor : F ( $Z = 9$ )  
 - L'aluminium : F ( $Z = 13$ )

## IV. LES MOLECULES

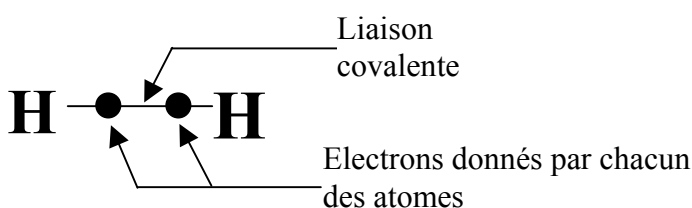
### IVA. DEFINITION

#### IVA1. molécules

Une molécule est un assemblage d'atome. Une molécule est électriquement neutre. Les atomes s'associent en mettant leurs électrons de la couche externe en commun de manière à respecter la règle du duet ou de l'octet. Les atomes sont alors plus stables que s'ils étaient isolés

#### IVA2. la liaison covalente

Une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons de la couche externe d'atome différent.  
Exemple : le dihydrogène  $\text{H}_2$



On peut savoir le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome en étudiant la structure électronique de chaque atome et en respectant la règle du duet ou de l'octet.

Atome	Structure électronique	Gaz rare le plus proche	Nombre d'électrons à gagner	Nombre de liaisons covalentes
Hydrogène H	(K) <sup>1</sup>	He (K) <sup>2</sup>	1	1
Fluor F	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>7</sup>	Ne (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>	1	1
Chlore Cl	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	Ar (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>8</sup>	1	1
Oxygène O	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	Ne (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>	2	2
Soufre S	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>6</sup>	Ar (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>8</sup>	2	2
Azote N	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	Ne (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>	3	3
Carbone C	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	Ne (K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>	4	4

- Liaisons covalentes multiples

Certains atomes peuvent former plusieurs liaisons covalentes avec le même atome. Ce sont les liaisons covalentes doubles ou triples :

Exemples :

- Dioxygène :  $\text{O}=\text{O}$
- Diazote :  $\text{N}\equiv\text{N}$
- Dioxyde de carbone :  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

## **IVB. LES FORMULES**

### **IVB1. formule brute**

La formule brute d'une molécule est la composition atomique de cette molécule. Les atomes sont représentés par leurs symboles et un nombre en indice à droite pour indiquer le nombre de cet atome.

Exemples :

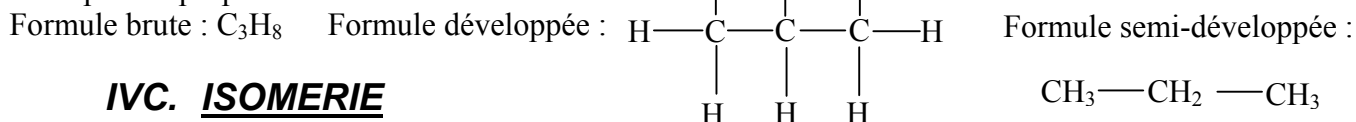
- Le dihydrogène :  $\text{H}_2$                       2 atomes d'hydrogène
- Le méthane :  $\text{CH}_4$                       1 atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène

### **IVB2. formule développée ou semi-développée**

La formule brute ne permet pas de donner l'enchaînement atomique d'une molécule. Pour cela on utilise :  
La formule développée, qui indique toutes les liaisons covalentes (représentation en 2D du modèle moléculaire)

La formule semi-développée, qui indique toutes les liaisons covalentes sauf celle mettant en jeu un atome d'hydrogène

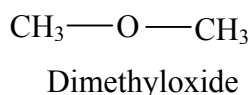
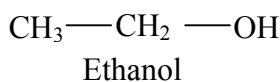
Exemple : le propane



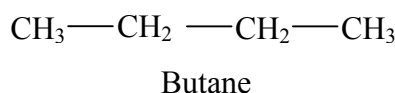
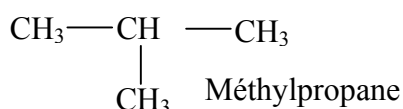
## **IVC. ISOMERIE**

Lorsque l'on écrit les formules développées ou semi-développées, on s'aperçoit qu'il y a plusieurs enchaînements possibles, tout en respectant la règle de l'octet ou du duet. Ces molécules ont pourtant la même formule brute :

- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  :



- $\text{C}_4\text{H}_{10}$



Lorsque des molécules ont des formules semi-développées différentes mais une formule brute identique alors ces molécules sont des isomères. Les propriétés physiques et chimiques, de deux isomères, sont différentes.

Exercices :

- Trouver les isomères ayant pour formule  $C_5H_{12}$
- L'éthanal est une espèce chimique d'odeur fruitée, de formule brute  $C_2H_4O$ . Dans sa molécule on trouve une double liaison carbone oxygène.
  - Ecrire sa formule brute
  - Trouver un isomère

## V. LA QUANTITE DE MATIERE : LA MOLE

La taille et la masse des atomes rendent très difficile le comptage des atomes, molécules, ions ...

Les chimistes ont donc inventé une nouvelle unité : la **MOLE**. Cette unité permet de quitter l'échelle microscopique et de travailler à l'échelle macroscopique.

### VA. LA MOLE

Unité utilisée pour indiquer une quantité de matière. Une mole correspond au nombre d'atome contenue dans 12 g de carbone 12. Une mole permet donc de dénombrer une grande quantité d'atomes, de molécules, d'ions ...

La quantité de matière est notée : n. Le symbole de la mole est : mol.

Le nombre d'entité présente dans une mole est une constante appelée constante d'avogadro. On la note :  $N_A$ . Son unité est la  $mol^{-1}$ . Sa valeur est :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} mol^{-1}$ .

Grâce à cette constante on peut passer facilement de l'infiniment petit, à des quantités de matière plus facile à évaluer. Il y a proportionnalité entre le nombre d'entité et la quantité de matière n :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n : Quantité de matière en mol

N : nombre d'entité

$N_A$  : cst d'avogadro en  $mol^{-1}$

### VB. LES MASSES MOLAIRES (M)

#### VB1. masse molaire atomique

Par définition, la masse d'1 mole de carbone 12 est de 12 grammes. Le carbone 12 possède 12 nucléons, donc Une mole de nucléons pèse 12 grammes. Si on connaît le nombre de nucléons d'un atome, on peut savoir sa masse molaire.

Rq : pour connaître la masse molaire d'un élément il faut tenir compte de ses isotopes :

Exemple : le lithium : le lithium possède deux isotopes, le lithium 6 (92,48%) et le lithium 7 (7,52%)

$$M_{Li} = 6 \times 7,52\% + 7 \times 92,48\%$$

$$M_{Li} = 6,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole de cet élément à l'état naturel (en tenant compte des isotopes). Elle s'exprime en  $g \cdot \text{mol}^{-1}$

#### VB2. masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule. Elle se calcule en faisant la somme des masses molaires atomiques des éléments qui la compose. Elle s'exprime en  $g \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Exemple : La masse molaire du dioxyde de carbone ( $CO_2$ ) est :

$$M(CO_2) = M_c + 2 \cdot M_o$$

$$M(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16$$

$$M(CO_2) = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Rq : Pour les masses molaires ioniques on ne tient pas compte des électrons en plus ou en moins.

#### VB3. Quantité de matière et masse

La quantité de matière d'une masse m d'une entité chimique de masse molaire M est :  $n = \frac{m}{M}$

n : quantité de matière en mol      m : masse en g      M : masse molaire en  $g \cdot \text{mol}^{-1}$



On peut également utiliser le volume  $V$  et la masse volumique  $\rho$  :

$$M = \rho \cdot V$$

$$n = \frac{\rho \cdot V}{M}$$

## **VC. LE VOLUME MOLAIRE**

### **VC1. des liquides et des solides**

Le volume d'une mole de solide ou de liquide varie selon l'entité considérée.

### **VC2. des gaz**

Le volume d'un gaz est proportionnel à sa quantité de matière  $n$ . A température et à pression donnée, le volume d'une mole de gaz est indépendant de la nature du gaz. Ce volume est nommé volume molaire  $V_m$  ; il s'exprime en  $L \cdot mol^{-1}$ . A une température de  $20^\circ C$  et à  $1013hPa$ , Le volume molaire est de  $24 L \cdot mol^{-1}$

$$n = \frac{V}{V_m}$$

$n$  : quantité de matière en mol  
 $V$  : Volume en L  
 $V_m$  : volume molaire en  $L \cdot mol^{-1}$

## **VD. EXERCICES**

A - Calculer les quantités de matière correspondante aux masses et aux volumes suivants :

- Une masse égale à 10 g de fer (Fe).
- Une masse égale à 1 kg de silice ( $SiO_2$ ).
- Un volume égale à 20 ml de tétrachlorométhane ( $CCl_4$ ).
- Un volume égale à 3, 0 L de dichlore gazeux ( $Cl_2$ ) à  $0^\circ C$  et à  $1013hPa$ .

Donnée : Masse volumique du tétrachlorométhane,  $\rho(CCl_4) = 1.6g \cdot cm^{-3}$

A  $0^\circ C$  et à  $1013hPa$ ,  $V_m = 22.4L \cdot mol^{-1}$ . Pour les masses molaires voir dans le tableau périodique.

B - Le méthane ou gaz de ville :

- Calculer la masse molaire du méthane de formule  $CH_4$ .
- Calculer le volume occupé par 13,4 mol de méthane à  $0^\circ C$  et à  $1013hPa$
- Calculer la masse correspondante.
- En déduire la densité du méthane par rapport à l'air sachant que la masse volumique de l'air dans ces conditions vaut  $1,29 g \cdot L^{-1}$ .