

NOTIONS ÉLÉMENTAIRES DE CHIMIE

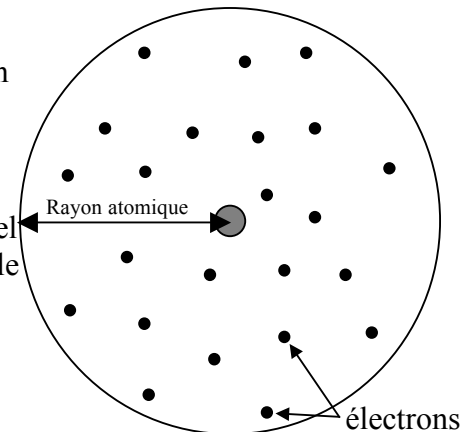
I. L'ATOME

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 d'un 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 (0,1 nm).



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** de valeur égale à $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C, c'est la plus petite charge électrique que puisse porter une particule (**charge élémentaire**). *Remarque : C est le symbole de « coulomb ».* Les protons ont une masse égale à $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg, notée m_p .

IB2. Les neutrons (n)

Les neutrons sont électriquement **neutres**.

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

IC. LES ÉLECTRONS (e⁻)

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

Leur masse est environ **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 charge.
- Le nombre de nucléons, noté **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 :

$A - Z = 12 - 6 = \mathbf{6}$ 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 **Z** 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 approximativement égale à la somme de la masse des particules qui le composent :

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

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

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

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

$$m_C \approx 2,0093.10^{-26} \text{ kg} \approx 2,009.10^{-26} \text{ kg}$$

On sait 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 et en remarquant qu'elle est proportionnelle au nombre de nucléons **A** (d'où le nom de **nombre de masse**).

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

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

$$m_C \approx 6.m_p + (12-6).m_n$$

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

$$m_C \approx 2,0088.10^{-26} \text{ kg} \approx 2,009.10^{-26} \text{ kg}$$

$$m_C \approx 12.m_{\text{nucléon}}$$

$$m_C \approx 12.1,674.10^{-27}$$

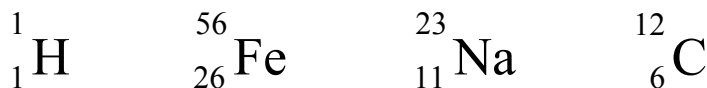
$$m_C \approx 2,0088.10^{-26} \text{ kg} \approx 2,009.10^{-26} \text{ kg}$$

$$m_{\text{nucléon}} \approx \frac{m_p + m_n}{2} \approx 1,674.10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_C \approx 2,0088.10^{-26} \text{ kg} \approx 2,009.10^{-26} \text{ kg} \approx 2,01.10^{-26} \text{ kg}$$

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 ÉLÉMENTS CHIMIQUES

Il existe environ 110 éléments chimiques. Un même élément peut correspondre à plusieurs entités chimiques (atomes, molécules, ions, isotopes).

IIA. LES ISOTOPES

Des atomes ayant le **même nombre** de **protons** **Z**, mais un **nombre** de **nucléons** **A** **différent** sont des isotopes. Des atomes isotopiques **ont les mêmes propriétés chimiques**. Ils sont désignés par le **même nom** et par le **même symbole**. Seule change l'indication du nombre de nucléons (**seul le nombre de neutrons change**).

Exemple : le lithium :

- l'atome de lithium 6 : Possède **3 protons**, **3 neutrons** (6-3), et **3 électrons** ;

- l'atome de 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 un **nombre d'électrons différent du nombre de protons** présents 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. (Cl^- , Cu^{2+} , ...).

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

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

Exemple : Le chlorure de sodium (NaCl) est constitué d'ions Na^+ et d'ions Cl^- .

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

IIC. ÉLÉMENT CHIMIQUE

Un élément chimique est l'ensemble des entités possédant 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 : O^{2-}

Voici quelques éléments à connaître :

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

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

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

H																			
Li	Be																		
Na	Mg																		
K	Ca							Fe											

Les lignes sont appelées périodes.

Les colonnes forment des familles d'éléments :

- ▶ La 1^{ère} colonne est la colonne des **métaux alcalins**, ils forment des ions **une fois positifs** : Na^+ , Li^+ , K^+ , ...
- ▶ La 2nd colonne est la colonne des **métaux alcalino-terreux**, ils forment des ions **deux fois positifs** : Mg^{2+} , Be^{2+} , Ca^{2+} , ...
- ▶ L'avant-dernière colonne est la colonne des **halogènes**, ils forment des ions **une fois négatifs** : F^- , Cl^- , 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 :
 - Fe^{2+} et Cl^-
 - K^+ et I^-
 - Mg^{2+} et O^{2-}
 - Fe^{2+} et 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. STABILITÉ 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 puis N, O, P, et Q. Ces 7 couches successives suffisent pour décrire tous les atomes dans leur état fondamental.

Lorsqu'une couche est pleine on dit qu'elle est **saturée**. La dernière couche est la **couche externe**, également appelée **couche de valence** (valence shell en anglais).

IIIB. REPLISSAGE 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.

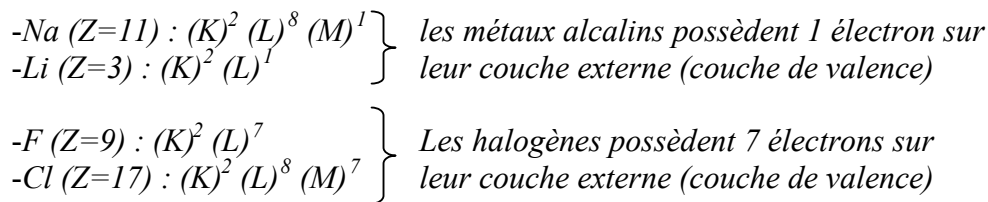
Ex : le néon : Ne (Z=10) : (K)² (L)⁸

Il existe des règles de remplissage simples 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 (couche de valence). Ces électrons permettent de prévoir la réactivité des atomes.

Exemple de structure électronique de différents atomes :



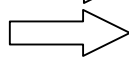
Remarque :

Li et F appartiennent à la période 2 (ligne 2)



leur couche externe (de valence) est la couche L

Na et Cl appartiennent à la période 3 (ligne 3)

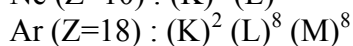
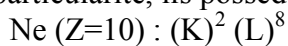


leur couche externe (de valence) est la couche M

IIIC. RÈGLE DE STABILITÉ

IIIC1. Les gaz rares (nobles)

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).



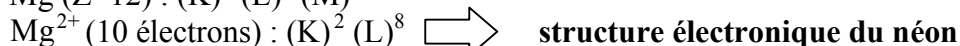
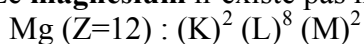
Cette caractéristique leur donne une grande stabilité chimique, on dit qu'ils sont chimiquement neutres. Ils restent naturellement à leur état atomique.

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 leur.

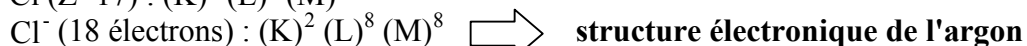
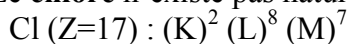
Exemple :

- ▶ Le **magnésium** n'existe pas naturellement. En présence d'eau il forme l'**ion magnésium** Mg²⁺.



Remarque : 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 chlorure** Cl⁻.



Remarque : 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° 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 adoptent la structure électronique du néon ou de l'argon, ou du gaz rare le plus proche pour avoir 8 électrons sur leur couche externe et augmenter leur stabilité.

C'est la **règle de l'octet**.

Pour obéir à ces règles, les atomes :

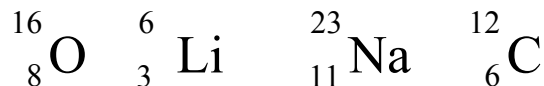
- **perdent ou gagnent des électrons** : formation d'ions monoatomiques ;
- **s'associent à d'autres atomes** : formation de molécules ou d'ions polyatomiques.

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

Exemple : Na^- ($Z=11$) : $(K)^2 (L)^8 (M)^2$ n'existe pas car sa couche externe (de valence) ne vérifie pas 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-il 2 électrons ?
- Parmi les ions suivants, déterminer ceux qui sont stables.
 Cl^+ , Cl^{2+} , Cl^- , Cl^{2-} .
 Mg^+ , Mg^{2+} , Mg^- , Mg^{2-}
- Quels sont les ions monoatomiques formés par les atomes suivants (justifier) :
 - le fluor : F ($Z = 9$)
 - l'aluminium : Al ($Z = 13$)

IV. LES MOLÉCULES

IVA. DÉFINITION

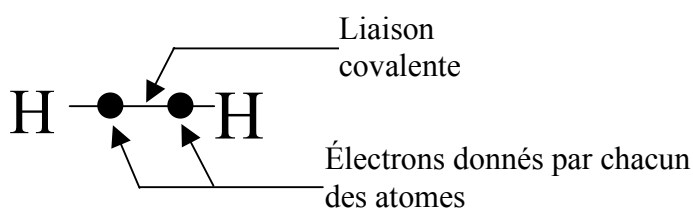
IVA1. Molécules.

Une molécule est un assemblage d'atomes. Une molécule est électriquement neutre. Les atomes s'associent en mettant en commun leurs électrons de la couche externe (de valence) de manière à respecter la règle du duet ou de l'octet. Les atomes sont alors plus stables associés (attachés ensemble) qu'isolés.

IVA2. La liaison covalente

Une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons des couches externes d'atomes différents.

Exemple : le dihydrogène 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 (valence)	Nombre de liaisons covalentes (valence)
hydrogène H	(K) ¹	He (K) ²	1	1 (monovalent)
fluor F	(K) ² (L) ⁷	Ne (K) ² (L) ⁸	1	1 (monovalent)
chlore Cl	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷	Ar (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	1	1 (monovalent)
oxygène O	(K) ² (L) ⁶	Ne (K) ² (L) ⁸	2	2 (divalent)
soufre S	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	Ar (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸	2	2 (divalent)
azote N	(K) ² (L) ⁵	Ne (K) ² (L) ⁸	3	3 (trivalent)
carbone C	(K) ² (L) ⁴	Ne (K) ² (L) ⁸	4	4 (tétravalent)

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 avec un nombre en indice à droite indiquant le nombre de fois qu'ils se répètent.

Exemples :

Le dihydrogène : H_2 2 atomes d'hydrogène
 Le méthane : 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 celles mettant en jeu un atome d'hydrogène.

Exemple : le propane

Formule brute : C_3H_8 Formule développée : $\begin{array}{ccccccc} & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \\ & | & & | & & | & \\ \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{C} & - \text{H} \\ & | & & | & & | & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \end{array}$ Formule semi-développée : $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

IVC. ISOMÉRIE

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 :

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

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
éthanol

$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$
diméthoxyde

C_4H_{10}

$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ méthylpropane

$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
butane

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} en vous aidant d'une boîte de modèles moléculaires.
- ▶ 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 semi-développée ;
- Trouver un isomère (aidez-vous d'une boîte de modèles moléculaires).

V. LA QUANTITÉ DE MATIÈRE : 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 internationale de mesure de la quantité de matière, une mole correspond au nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone 12. Une mole correspond à un paquet d'atomes contenant toujours le même nombre d'atomes. Elle permet de dénombrer une grande quantité d'atomes, de molécules ou d'ions sans les compter un par un. La quantité de matière est notée : n . Le symbole de la mole est : mol.

Le nombre d'entités présentes dans une mole est une **constante**, appelée **constante d'Avogadro**. On la note : N_A . Son unité est : mol^{-1} . Sa valeur est : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ mol}^{-1}$.

La constante d'Avogadro est égale à **six cent deux mille milliards de milliards** d'entités (objets) par mole.

Le nombre de paquets d'atomes est plus facile à connaître que le nombre d'atomes (impossible à compter).

Le nombre d'atomes sera simplement

obtenu en multipliant le nombre de paquets par la constante d'Avogadro.

$$N = n \cdot N_A \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière en mol} \\ N : \text{nombre d'entités} \\ N_A : \text{constante d'Avogadro en mol}^{-1} \end{array} \right. \quad \left[n = \frac{N}{N_A} \right]$$

VB. LES MASSES MOLAIRES (M)

VB1. Masse molaire atomique...

Par définition, la masse d'une 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. On trouve celles de tous les atomes dans le tableau périodique des éléments ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Remarque : 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 7 (92,48%) et le lithium 6 (7,52%)

$$M_{Li} = 6 \times 7,52\% + 7 \times 92,48\% \qquad M_{Li} = 6,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

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 grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

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 composent. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Exemple : La masse molaire du dioxyde de carbone CO_2 est :

$$M(CO_2) = M_C + 2 \cdot M_O \text{ ou } M(CO_2) = M(C) + 2 \cdot M(O)$$

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

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

Remarque : 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 n d'une masse m d'une entité chimique de masse molaire M est :

$$n = \frac{m}{M} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière en moles (mol)} \\ m : \text{masse de l'échantillon en grammes (g)} \\ M : \text{masse molaire en grammes par mole (g} \cdot \text{mol}^{-1}) \end{array} \right.$$

On peut également utiliser le volume V (L ou cm^3) et la masse volumique ρ (g.L^{-1} ou g.cm^{-3}) :

$$\begin{array}{l} m = \rho \cdot V \\ n = \frac{\rho \cdot V}{M} \end{array}$$

Remarque : $1 \text{ kg.L}^{-1} = 1000 \text{ g.L}^{-1} = 1 \text{ g.cm}^{-3} = 1000 \text{ kg.m}^{-3}$

VC. LE VOLUME MOLAIRE

VC1. Des liquides et des solides.

Le volume d'une mole de solide ou de liquide varie selon l'entité (atome, molécule, ion, ...) considérée.

VC2. Des gaz.

Le volume d'un gaz est proportionnel à sa quantité de matière n . À 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.mol^{-1} . À une température de 20°C et à 1013hPa , le volume molaire est de 24 L.mol^{-1} .

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \left\{ \begin{array}{l} n : \text{quantité de matière de gaz en moles (mol)} \\ V : \text{volume de l'échantillon gazeux en litres (L)} \\ V_m : \text{volume molaire des gaz en litres par mole (L.mol}^{-1}\text{)} \end{array} \right.$$

VD. EXERCICES

A - Calculer les quantités de matière correspondant 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 égal à 20 mL de tétrachlorométhane (CCl_4).
- ▶ Un volume égal à 3,0 L de dichlore gazeux (Cl_2) à 0°C et à 1013 hPa.

Donnée : Masse volumique du tétrachlorométhane, $\rho(\text{CCl}_4) = 1,6 \text{ g.cm}^{-3}$

À 0°C et à 1013 hPa, $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$. 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°C et à 1013 hPa.
- ▶ 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 $1,29 \text{ g.L}^{-1}$.