

## H.S.2.2.E Les grandeurs caractéristiques pour établir la composition d'une solution.

### I) La mole :

Pour pouvoir manipuler des éléments chimiques (quelques grammes), il faudrait en utiliser un très grand nombre étant donné la taille de ceux-ci (plusieurs milliards de milliards).

Une unité de quantité de matière a été créée, ..... dont le symbole est :.....

Une mole de matière correspond donc à une quantité de matière qui peut être manipulée lors d'une expérience en chimie. Cette mole de matière correspond à un nombre  $\mathcal{N}$  d'atomes, de molécules ou d'ions avec

$$\mathcal{N} = \dots\dots\dots \text{éléments}$$

Ce nombre  $\mathcal{N}$  que l'on a appelé ..... correspond au nombre d'atomes de carbone contenus dans ..... g de carbone, au nombre d'atomes d'hydrogène contenus dans ..... g d'hydrogène etc....

### II) Masse molaire :

On appelle masse molaire la masse en grammes d'une mole d'entité chimique. Le symbole de la masse molaire est  $M$ .

#### 1) la masse molaire atomique :

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes de l'élément chimique considéré.

En effet, chaque atome de la classification périodique des éléments est caractérisé par deux nombres. L'un de ces deux nombres, le nombre de masse (nombre  $A$ ), correspond à la masse d'une mole d'atomes de l'élément considéré.

Exemples : L'hydrogène  ${}^1_1\text{H}$   $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes d'hydrogène pèsent ..... g.  
 $M(\text{H}) = \dots\dots\dots \text{g/mol.}$

Le carbone  ${}^{12}_6\text{C}$   $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes de carbone pèsent ..... g.  
 $M(\text{C}) = \dots\dots\dots \text{g/mol.}$

L'Oxygène  ${}^{16}_8\text{O}$   $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes d'oxygène pèsent ..... g.  
 $M(\text{O}) = \dots\dots\dots \text{g/mol.}$

Exercice : A l'aide de la classification périodique des éléments, donner la masse molaire atomique de :

$M(\text{Be}) = \dots\dots\dots$   $M(\text{Mg}) = \dots\dots\dots$   $M(\text{Al}) = \dots\dots\dots$

$M(\text{Fe}) = \dots\dots\dots$   $M(\text{Zn}) = \dots\dots\dots$   $M(\text{Br}) = \dots\dots\dots$

#### 2) La masse molaire ionique :

Un ion est un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. La masse d'un atome correspond à la masse du noyau car l'électron a une masse négligeable à côté de la masse du proton ou du neutron. On peut donc dire que la masse molaire de l'ion correspond à celle de l'atome dont il est issu.

$$M(\text{Cl}) = \dots\dots\dots \text{g/mol} \quad M(\text{Cl}^-) = \dots\dots\dots \text{g/mol}$$

$$M(\text{Al}) = \dots\dots\dots \text{g/mol} \quad M(\text{Al}^{3+}) = \dots\dots\dots \text{g/mol}.$$

3) la masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire est la masse ..... du corps pur considéré. Elle est égale en grammes à ..... des éléments qui composent le corps pur.

Exemple : Le gaz carbonique  $\text{CO}_2$  est composé d'..... atome de carbone et de ..... atomes d'oxygène.

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}.$$

donc  $M(\text{CO}_2) = (\dots\dots\dots) + (\dots\dots\dots) = \dots\dots\dots + \dots\dots\dots = \dots\dots\dots$   
g/mol.

Exercice : Calculer les masses molaires moléculaires des corps purs suivants (Vous utiliserez la classification périodique des éléments.)

$M(\text{CH}_4) = \dots\dots\dots$

$M(\text{O}_2) = \dots\dots\dots$

$M(\text{H}_2\text{O}) = \dots\dots\dots$

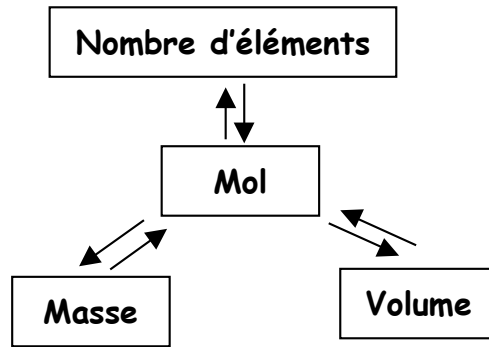
$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \dots\dots\dots$

III) Le volume molaire (uniquement pour les gaz) :

Pour les gaz, on a déterminé que le volume occupé par une mole de gaz était dans les conditions normales de pression (76 cm de mercure) et de température ( $0^\circ \text{C}$ ) 22,4 litres. Le volume molaire des gaz dépend des conditions de pression et de température.

Température ( $^\circ\text{C}$ )	Pression (Pa)	Volume molaire (L/mol)
0	$1.10^5$	22,7
0	$1,013.10^5$	22,4
20	$1.10^5$	24,0
100	$1.10^5$	31,0

On résume la relation existant entre la mole, le nombre d'éléments, la masse et le volume de la façon suivante :



On peut compléter un tableau de proportionnalité par flèche. Ce qui signifie que si je souhaite obtenir un volume correspondant à la masse. Il faut d'abord déterminer le nombre de moles correspondant à la masse puis transcrire ce nombre de moles en volume. Il suffit de compter les étapes (nombre de flèches) pour établir le ou les tableaux de proportionnalité. Dans le cas précédent Masse  $\rightarrow$  Mol  $\rightarrow$  Volume, 2 flèches donc 2 tableaux de proportionnalité.

mol		
masse		

mol		
volume		

Exercice : Déterminer le nombre de moles d'atomes contenues dans 167,4 g de fer Fe.  
 $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$

Exercice : Déterminer le nombre d'atomes contenus dans 1 g de fer.

Exercice : Déterminer le volume occupé par 8 g de dioxygène  $\text{O}_2$  dans les conditions normales de pression et de température. Le volume molaire est 22,4 L/mol.

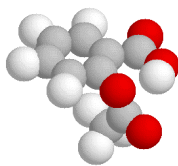
Exercice : Le réchaud à butane.



Un réchaud fonctionne au gaz butane. La molécule de butane est constituée de 4 atomes de carbone et de 10 atomes d'hydrogène.

- a) Donner la formule brute du butane.
- b) Calculer la masse molaire moléculaire du butane.
- c) Le réchaud consomme 80 g de butane par heure de fonctionnement. Calculer le nombre de moles de butane consommées en 1 heure ( arrondir à 0,1 mol).
- d) Calculer le volume de gaz consommé en 1 h sachant que le volume molaire est ici de 24 L / Mol.
- e) La bouteille contient 190 g de butane. Calculer sa durée d'utilisation dans les mêmes conditions. Donner le résultat en h. min. s.

Exercice : L'aspirine .



L'acide acétylsalicylique ou aspirine est un analgésique (qui atténue ou supprime la sensibilité à la douleur). Un comprimé d'aspirine contient 500 mg d'aspirine de formule  $C_9H_8O_4$ .

- a) Calculer la masse molaire moléculaire de l'aspirine.
- b) Calculer la quantité de matière contenu dans un comprimé ( c'est-à-dire le nombre de moles, arrondir à  $10^{-4}$ ).

c) Calculer le nombre de molécules d'aspirine contenu dans ce comprimé.

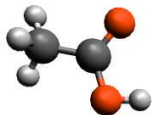
#### IV) Concentration massique et concentration molaire :

##### 1) Concentration massique :

La concentration massique  $C_m$  d'une espèce chimique en solution est la masse dissoute  $m$  de cette espèce dans un litre de solution.

$$C_m = \frac{m}{V} \quad C_m \text{ est en g/L} \quad ; \quad m \text{ est en g} \quad ; \quad V \text{ est en L}$$

Exercice : Calculer la concentration massique si on dissout 1,2 g d'acide éthanoïque (acide acétique)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dans 200 cL de solution (attention aux unités).



##### 2) Concentration molaire :

La concentration molaire  $C$  d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière introduite  $n$  de cette espèce dans un litre de solution.

$$C = \frac{n}{V} \quad C \text{ est en mol/L} \quad ; \quad n \text{ est en mol} \quad ; \quad V \text{ est en L.}$$

Exercice : On obtient une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (soude) en introduisant 2,0 g de  $\text{NaOH}_{(s)}$  dans 500 mL d'eau distillée.

a) Calculer la masse molaire de l'hydroxyde de sodium. En déduire la quantité introduite (nombre de moles) dans les 500 mL.

( $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ )

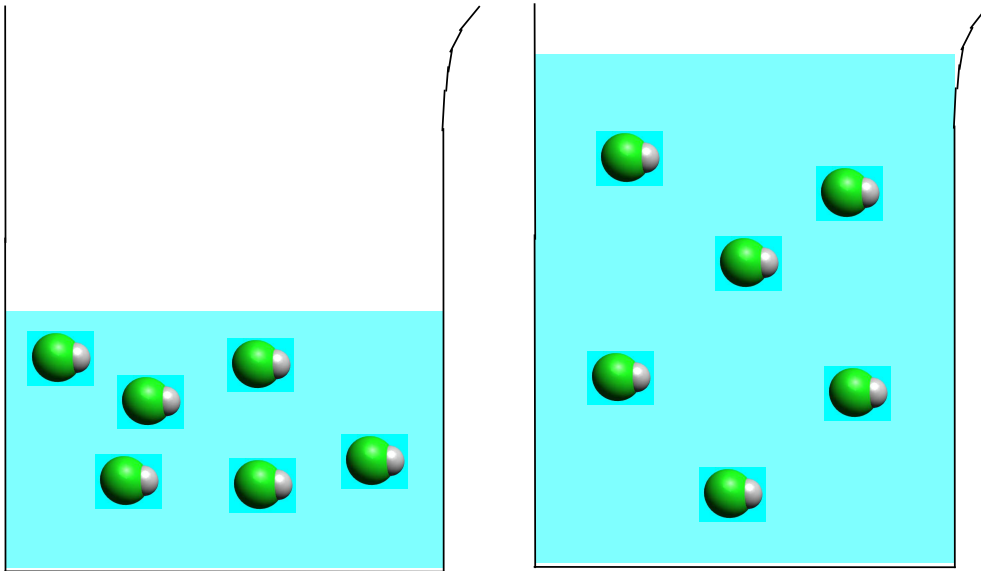
b) Trouver la concentration molaire de cette solution.

## V) Préparation d'une solution de concentration donnée :

On peut préparer une solution de concentration donnée par :

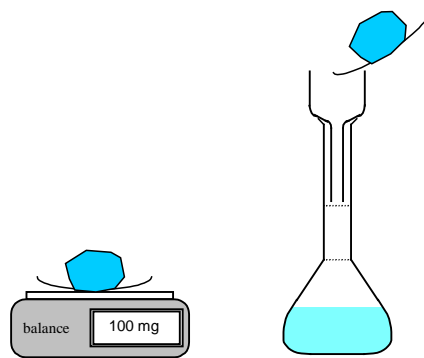
- dilution :

Au cours d'une dilution la quantité de matière (nombre de moles) d'une solution reste constante, c'est le volume de solvant qui augmente  $n = C_1.V_1 = C_2.V_2$



- dissolution :

Après calcul de la masse  $m$  de soluté à dissoudre, on ajoute le soluté et on agite.



Voir HS22E TP N°1 Comment préparer une solution aqueuse de concentration donnée par dissolution ?

Voir HS22E TP N°2 Comment préparer une solution aqueuse de concentration donnée par dilution ?