

## TP N°1

## Détermination et prélèvement de quantités de matière

**I- Notions théoriques :****I-1- Mole et nombre d'Avogadro:**

Les chimistes ont convenu de dénombrer les atomes d'un élément chimique  ${}^A_ZX$  contenus dans un échantillon de matière par « paquets » de  $N_A$  **atomes**. Un tel « paquet » s'appelle une **mole d'atomes** de cet élément chimique.

On appelle **quantité de matière** de l'élément chimique  ${}^A_ZX$ , le « nombre de moles » d'atomes de cet élément contenu dans un échantillon. Par convention, elle se note **n** et s'exprime en **mole** (mol).

**I-2- Masse molaire atomique**

La masse molaire d'une espèce chimique atomique (ou **masse molaire atomique**) est la masse d'une mole d'atomes de cette espèce chimique. Elle se note **M** et s'exprime en **gramme par mole** ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

**I-3- Masse atomique :**

La masse d'un atome exprimée en u.m.a est donnée par la somme des masses de ces divers constituants.

$$m_a = Z m_p + N m_n + Z m_e$$

La masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons et des protons. Nous pourrions donc la négliger.  $m_p \approx m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  et  $m_a \approx 1,67 \cdot 10^{-27} (Z + N) \approx 1,67 \cdot 10^{-27} A$ .

Avec  $A = Z + N = \text{Nombre de Masse}$ .

La masse de l'atome exprimée en u.m.a ou sa masse molaire exprimée en  $\text{g mol}^{-1}$  sont pratiquement égales à son nombre de masse A. Cette approximation sera valable et pourra donc être utilisée si on n'a pas besoin d'une précision extrême.

**II-But du TP :**

- Savoir déterminer expérimentalement la quantité de matière d'un échantillon solide ou liquide.

- Savoir prélever expérimentalement une quantité de matière donnée d'un solide ou d'un liquide à l'aide d'une balance ou d'une éprouvette graduée.
- Connaître la verrerie nécessaire pour effectuer un prélèvement solide ou liquide.

### III- Principe du TP :

- Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques.
- Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.
- Prélever une quantité de matière d'une espèce chimique donnée.

### IV-Matériels utilisés :

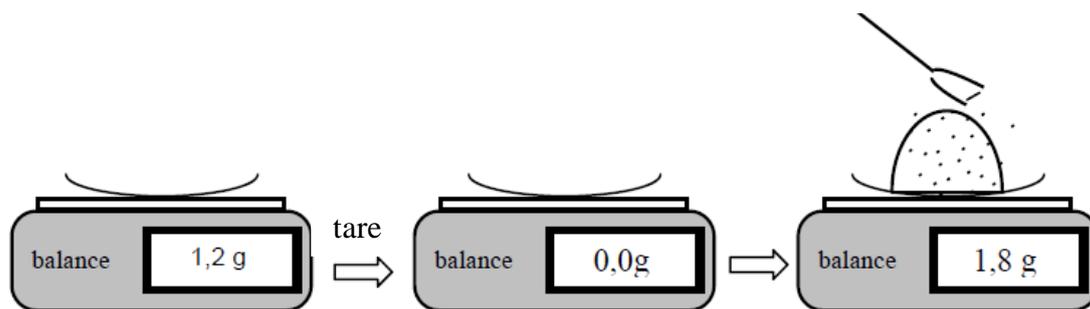
Échantillons solides (Chlorure de sodium, Carbonate de calcium, Saccharose, Fer, Cuivre et Aluminium) et liquides (Eau, Acétone, Ethanol et Acide acétique), balance électronique, spatule, coupelle de pesée, éprouvettes graduées, pissette d'eau distillée.

### V- Partie expérimentale et questions:

#### V-1-Détermination de la masse et de la quantité de matière des échantillons solides :

##### 1. Partie I

Mesurer à l'aide d'une balance électronique la masse des échantillons des solides suivants : morceau de craie, quantité du sucre, chlorure de sodium, fer, cuivre et aluminium.



### Questions :

1. De quel matériel se sert-on pour prélever des quantités de solides ?
2. Quelle grandeur faut-il connaître pour faire des prélèvements de substances avec une balance ?
3. Donner l'expression de la masse molaire en fonction des protons et des neutrons.

4. Donner la relation entre la masse atomique en uma et la masse molaire atomique en g/mol.
5. Rappeler la relation entre la masse  $m_x$  de l'échantillon, la quantité de matière  $n_x$  et la masse molaire  $M_x$  de l'échantillon.
6. Compléter le tableau 1.
7. Calculer le nombre d'atomes de carbone, d'oxygène et d'hydrogène contenu dans le morceau de sucre.
8. Comparer les masses molaires moyennes calculées à partir des nucléons (protons et neutrons) avec les masses molaires calculées en utilisant le tableau périodique. Justifier la différence.

Tableau.1

Espèce chimique	Chlorure de sodium (sel)	Carbonate de calcium (craie)	Saccharose (sucre)	Fer	Cuivre	Aluminium
Formule chimique						
Masse molaire (tableau périodique) ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )						
Masse molaire calculée en utilisant la masse des nucléons ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )						
Masse atomique ou moléculaire (uma)						
Masse de l'échantillon (g)						
Quantité de matière (mol)						
Nombre de molécules ou d'atomes						

## 2. Partie II

A l'aide d'une balance électronique, peser une masse de 20g d'un échantillon de chlorure de sodium et de saccharose (sucre en poudre). Comparer les deux échantillons en utilisant deux tubes à essai ou deux éprouvettes graduées.

### Questions

1. Comparer les deux tubes à essai contenant 20g de sel et de sucre.
2. Les deux échantillons ont-ils le même volume?
3. Calculer la quantité de matière correspondante à la masse des deux échantillons.
4. Les quantités de matières des deux échantillons sont-elles identiques
5. Des prélèvements d'espèces solides de masses égales contiennent-ils la même quantité de matière. Conclure.

### V-2- Détermination de la masse, du volume et de la quantité de matière des échantillons liquides :

#### 1. Partie I

A l'aide d'une balance électronique peser les échantillons liquides suivants : l'eau distillée, l'éthanol, l'acétone et l'acide acétique, ensuite lire le volume indiqué sur chaque tube d'échantillon.

### Questions :

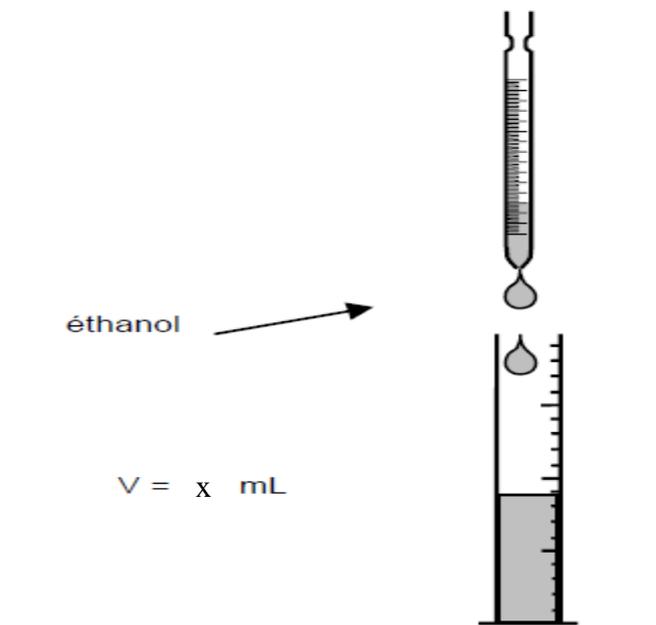
1. Déterminer le nombre de moles contenues dans chaque échantillon.
2. Donner la relation entre la masse volumique, la masse et le volume de l'échantillon. Ensuite donner la relation entre la masse volumique, le volume, la quantité de matière et la masse molaire de l'échantillon.
3. Compléter le tableau 2.
4. Peut-on retrouver les mêmes masses des échantillons en utilisant les masses volumiques données dans le tableau 2 ? Conclure.
5. Une même masse correspond-elle à une même quantité de matière et au même volume pour les échantillons d'eau et d'acétone ? justifier votre réponse en utilisant comme masse d'échantillon de 10g. Conclure.

Tableau .2

Espèce chimique	Eau	Acétone	Ethanol	Acide acétique
Formule chimique				
masse Molaire (g.mol <sup>-1</sup> )				
Masse volumique (g.cm <sup>-1</sup> )	1	0,788	0,79	1,052
Masse volumique calculée expérimentalement (g.cm <sup>-1</sup> )				
Masse de l'échantillon (g)				
Quantité de matière (mol)				
Nombre de molécules				

## 2. Partie II

Prélever 0,1 mol de l'eau et d'éthanol.



### Questions :

- 1- Peut-on, sans aucun calcul préalable, préparer 0,10 mol d'eau ou d'éthanol? Pourquoi?
- 2- De quel matériel se sert-on pour prélever les quantités de liquides **sans balance** ?

- 3- Les quantités de matières des échantillons à l'état liquide sont identiques et valent 0,10 mol.
- a- En est-il de même de leur masse ?
  - b- Les échantillons ont-ils tous le même volume ?
- 4- Prélever les liquides dans les béchers mis à votre disposition et verser chaque prélèvement dans un tube à essais. Compléter et annoter les deux tubes à essais.

