

## 2 nde - Chap 10 - Quantité de matière - La mole

### I) Unité de quantité de matière: la mole

#### 1) Intérêt de la mole :

La masse d'un atome ou d'une molécule est très petite (de l'ordre de  $10^{-26}$  kg).

Dans un échantillon de matière, il y a énormément d'espèces chimiques.

Calcul du nombre d'atomes dans 1g de métal cuivre :

masse d'un atome de cuivre :  $m_a = 10,5 \cdot 10^{-23}$  g.

nombre d'atomes dans 1g :  $N = m / m_a = 1 / 10,5 \cdot 10^{-23} = 9,5 \cdot 10^{21}$  atomes

Le nombre obtenu n'est pas pratique à utiliser et cela complique tous les calculs.

Pour éviter ces problèmes, on a créé une unité de quantité de matière : la mole.

En chimie, on compte la quantité de matière en mole, de même que l'on compte les œufs par douzaine. Une mole est en fait un "paquet" d'un nombre énorme d'espèces chimiques (atome, ion ou molécule).

#### 2) Définition :

On définit la constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

$N_A = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ mol}^{-1}$

Ce nombre  $N_A$  correspond au nombre d'atomes de carbone présents dans 12,00g de carbone 12.

Une mole d'espèces chimiques identiques (atomes, ions ou molécules) est une quantité de matière contenant le nombre  $N_A$  d'espèces chimiques.

Plus simplement, une mole d'espèces chimiques est un "paquet" d'espèces chimiques, comme on parle d'un paquet de sucre ou de farine.

La mole est une unité de quantité de matière, de symbole mol. Elle est utilisée par les chimistes pour exprimer de grands nombres d'espèces chimiques identiques.

Le nom provient d'un mot latin signifiant "tas énorme".

exercices pour se rendre compte de l'énormité de cette valeur : ex 21 p 118

#### 3) Quantité de matière $n_X$ :

Une quantité de matière d'une espèce X est notée  $n_X$ .

Elle représente le nombre de moles présente dans l'échantillon.

Exemple :  $n_C = 0,035 \text{ mol}$ . Il y a 0,035 mol d'atomes de Carbone dans l'échantillon.

Si il y a  $N_C$  nombre d'atomes de carbone dans l'échantillon.  $n_C = N_C / N_A$ .

### II) Masses molaires

#### 1) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes.

Remarque : Dans un échantillon de matière contenant uniquement des atomes d'un même élément, il y a différents isotopes dont la masse est différente. La masse atomique correspond aux proportions des différents isotopes que l'on rencontre dans la nature.

Les masses molaires atomiques sont toutes connues et constantes. On les trouve dans le tableau périodique des éléments.

Exemples :  $M(C) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(H) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $M(O) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

## 2) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules identiques.

Elle se calcule en ajoutant les masses molaires atomiques des atomes contenus dans la molécule.

On utilise la formule de la molécule pour connaître les atomes de la molécule.

Exemple :  $M(\text{CO}_2) = M_{\text{C}} + 2 M_{\text{O}} = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g.mol}^{-1}$

## 3) Masse molaire d'un ion :

La masse molaire d'un ion est la masse d'une mole d'ions identiques.

Les électrons ayant une masse très faible par rapport aux nucléons (neutrons et protons), on ne tient pas compte de la charge d'un ion pour calculer sa masse molaire.

Exemples :  $M(\text{H}^+) = M_{\text{H}} = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Cl}^-) = M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$M(\text{NO}_3^-) = M_{\text{N}} + 3 M_{\text{O}} = 14,0 + 3 \times 16,0 = 62,0 \text{ g.mol}^{-1}$

## III ) Calculs utilisant la masse molaire :

### 1) Calcul de la masse d'un échantillon :

On cherche à calculer la masse  $m_X$  d'un échantillon de matière X contenant une quantité de matière  $n_X$ . On note  $M_X$ , la masse molaire de l'espèce X.

$$m_X = n_X \cdot M_X \quad \text{avec } m_X \text{ en gramme (g), ; } n_X \text{ en mole(mol) et } M_X \text{ en g.mol}^{-1}$$

Exemple : Calcul de la masse de 0,50 mol d'eau (  $\text{H}_2\text{O}$  )

$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol}$  ;  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$

$m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,50 \times 18,0 = 9,0 \text{ g}$

### 2) Calcul d'une quantité de matière :

On cherche à calculer la quantité de matière  $n_X$  d'un échantillon de matière X de masse  $m_X$ .

On note  $M_X$ , la masse molaire de l'espèce X.

$$n_X = m_X / M_X \quad \text{avec } m_X \text{ en gramme (g), ; } n_X \text{ en mole(mol) et } M_X \text{ en g.mol}^{-1}$$

Exemple : Calcul de la quantité de matière contenu dans 5,0 g de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ )

$m(\text{CuSO}_4) = 5,0 \text{ g}$  ;  $M(\text{CuSO}_4) = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4 M_{\text{O}} = 63,5 + 32,0 + 4 \times 16,0 = 159,5 \text{ g.mol}^{-1}$

$n(\text{CuSO}_4) = m(\text{CuSO}_4) / M(\text{CuSO}_4) = 5,0 / 159,5 = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

## IV ) densité d et masse volumique $\rho$ :

La masse volumique  $\rho$  est le rapport de la masse  $m$  sur le volume  $V$ .

$$\rho = m / V \quad \text{avec } m \text{ en kilogramme (kg), } V \text{ en litre (L) et } \rho \text{ en kg.L}^{-1}$$

Elle est caractéristique et constante pour un liquide pur. Exemple :  $\rho(\text{eau}) = 1 \text{ kg.L}^{-1} = 1000 \text{ g.L}^{-1}$

Calcul du volume de 0,5 mol d'eau liquide :

$m(\text{eau}) = n(\text{eau}) \cdot M(\text{eau}) = 0,5 \times 18,0 = 9,0 \text{ g}$  ;  $V = m / \rho = 9,0 / 1000 = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 9,0 \text{ mL}$

Calcul du volume de 0,5 mol d'eau gaz :  $V(\text{eau}) = n(\text{eau}) \cdot V_m = 0,5 \times 24,0 = 12,0 \text{ L}$

La densité  $d$  d'un liquide est le rapport de la masse volumique du liquide et de celle de l'eau.

$$d = \rho_{\text{liquide}} / \rho_{\text{eau}} \quad d \text{ est sans unité.}$$

Si  $d < 1$ ,  $\rho_{\text{liquide}} < \rho_{\text{eau}}$ , le liquide est moins dense que l'eau, il flotte sur l'eau.

Si  $d > 1$ ,  $\rho_{\text{liquide}} > \rho_{\text{eau}}$ , le liquide est plus dense que l'eau, il coule dans l'eau.

Exemple:  $d_{\text{huile}} < 1$ , elle flotte sur l'eau.