

# QUANTITÉ DE MATIÈRE

## I LA MOLE : L'UNITÉ DE LA QUANTITÉ DE MATIÈRE

### 1) QUANTITÉ DE MATIÈRE

La quantité de matière est un nombre d'entités élémentaires (nombre d'atomes, nombre de molécules, nombre d'ions...) exprimée en moles.

**Une mole contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  entités élémentaires (= atomes, ions, molécules...)**

Une mole d'atomes d'hydrogène contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes d'hydrogène.

Une mole de molécules de dihydrogène contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  molécules de dihydrogène.

Une mole d'atomes de plomb contient  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes de plomb.

3 moles de molécules de dioxygène contient  $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 18,06 \cdot 10^{23}$  moléc de  $O_2$ .

N : nombre d'entités élémentaires

n : quantité de matière en moles « nombre de moles » (symbole : mol)

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  **constante d'Avogadro** (en nombre d'entités par mole)

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

Ex : Combien y a-t-il d'atomes de soufre dans 1,5 mol d'atomes de soufre ?

$N_S = n_S \cdot N_A = 1,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9,03 \cdot 10^{23}$  atomes de soufre

Ex : Quelle est la quantité de matière exprimée en mole correspondante à  $1,2 \cdot 10^{23}$  molécules de méthane ?

$N_{CH_4} = n_{CH_4} \cdot N_A$      $n_{CH_4} = N_{CH_4} / N_A = 1,2 \cdot 10^{23} / (6,02 \cdot 10^{23}) = 1,2 / 6,02 = 0,20 \text{ mol}$

ex 2 p 152

### 2) MASSE MOLAIRE

#### a) masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est égale à la masse d'une mole d'atomes de cet élément pris à l'état naturel. Elle s'exprime en grammes par mole (g/mol ou  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

Ex :  $M_H = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$      $M_C = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$      $M_O = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$      $M_{Cl} = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Les masses molaires atomiques sont indiquées à la fin du livre (rabat IV) dans la classification périodique.

Exercice : quelle est la masse de 3 moles d'atomes d'oxygène ?

Exercice : quelle est la quantité d'atomes de carbone contenus dans 24 g de charbon ?

## b) masse molaire moléculaire

Définition : La masse molaire d'une molécule (= *masse molaire moléculaire*) est égale à la masse d'une mole de cette molécule.

Règle de calcul : La masse molaire d'une molécule (= *masse molaire moléculaire*) s'obtient en additionnant les masses molaires atomiques des éléments composant la molécule.

$$\text{Ex : } M_{\text{HCl}} = M_{\text{H}} + M_{\text{Cl}} = 1,0 + 35,5 = 36,5 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{O}_2} = 2 \cdot M_{\text{O}} = 2 \cdot 16,0 = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \cdot 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice : quelle est la masse de 0,5 moles d'eau ?

Ex 4 p 152 (corrigé)

## 3) RELATION ENTRE MASSE ET QUANTITÉ DE MATIÈRE

$$m_x = n_x \cdot M_x$$

$m_x$  : masse de l'échantillon en g  
 $n_x$  : quantité de matière de l'entité X contenu dans l'échantillon en moles  
 $M_x$  : masse molaire de X (en g/mol)

Exemple : quelle est la quantité de matière contenue dans 2,3 g d'alcool ?

$$M_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = \dots \quad m = n \cdot M \text{ d'où } n = \dots \text{ A.N. : } \dots \text{ 0,050 mol}$$

Ex 9-10 p 153

Ex 15 p 154

## III concentration molaire d'une SOLUTION

### 1) Concentration molaire

La concentration molaire  $c$  d'une solution est égale au rapport de la quantité de matière  $n$  de soluté dissous par le volume  $V$  de la solution :

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

unités :  $c$  en  $\text{mol.L}^{-1}$  ;  $n_{\text{soluté}}$  en mol ;  $V_{\text{solution}}$  en L .

La concentration  $c$  est inversement proportionnelle au volume  $V$  de la solution.

Elle est proportionnelle à la quantité de matière de soluté  $n$ .

*Ostralo animation chimie solution*

Ex 8 p 191 ; 13\*\*p 192 ; Ex 16 p 193

### 2) Relation entre concentration molaire et concentration massique

$$m = n \cdot M \quad \text{d'où : } \boxed{t = c \cdot M_{\text{soluté}}}$$

Exemple :  $c_{\text{glucose}} = 6,67 \text{ mmol/L}$  et  $M = 180 \text{ g/mol}$  d'om :  $t = 1,2 \text{ g/L}$

Ex 6 p 191 ; (Ex 10 p 192) ; Ex 14 p 193

(1-3-5 ex 20 p 194)

## IV préparation d'une SOLUTION

### 1) préparation d'une solution aqueuse par dissolution

On désire préparer 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre de concentration molaire  $c = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ . On dispose de sulfate de cuivre pentahydraté de masse molaire  $M = 249,5 \text{ g.mol}^{-1}$

Quelle masse  $m$  de sulfate de cuivre faut-il dissoudre ?

$$m = n \cdot M = c \cdot V_{\text{solution}} \cdot M \quad \text{A.N. : } m = 0,100 \cdot 0,100 \cdot 249,5 = 2,50 \text{ g}$$

Matériel nécessaire : une balance, une coupelle, une spatule, un entonnoir, une pissette d'eau distillée et une fiole jaugée de 100 mL

(Ex 8 p 191)

### 1) préparation d'une solution PAR DILUTION D'UNE SOLUTION

Diluer une solution consiste à ajouter de l'eau à un volume donné de la solution initiale. La quantité de matière de soluté reste constante, mais la concentration molaire de la solution obtenue diminue.

On désire préparer un volume  $V_2 = 250 \text{ mL}$  de solution de sulfate de cuivre de concentration  $c_2 = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  à partir d'une solution de concentration  $c_1 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ .

#### a) Volume $V_1$ de solution mère à prélever

Au cours de la dilution, la quantité de soluté se conserve :  $n_{\text{soluté}} = c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$

$$\text{d'où : } V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{4,00 \cdot 10^{-3} \times 250 \cdot 10^{-3}}{0,100 \cdot 10^{-3}} = 10,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 10,0 \text{ mL}$$

#### b) protocole expérimental

- Verser la solution mère dans un bécher.
- Avec une **pipette jaugée**, prélever 10,0 mL de la solution mère.
- Introduire ce volume dans une **fiole jaugée** de 250,0 mL.
- Remplir la fiole aux  $\frac{3}{4}$  avec de l'eau distillée, agiter.
- Compléter précisément jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
- Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser la solution.

#### c) facteur de dilution

Le facteur de dilution  $F$  est égal au rapport du volume de la solution obtenue sur le volume de la solution mère prélevée.

Le facteur de dilution est aussi égal au rapport de la concentration de la solution mère (la plus concentrée) sur la concentration de la solution fille (la moins concentrée).

$$\frac{V_{\text{fiole}}}{V_{\text{pipette}}} = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{fille}}} = F$$

*Rq : le facteur de dilution est un nombre plus grand que 1.*

Matériel 7 p 191 ; Ex 9 p 191  
Ex 16-(17) p 193 ; Ex 18 anglais p 194