

Chapitre 1

Composition d'un système initial

1. Grandeurs molaires

1.1 - Masse molaire

La masse molaire M d'une espèce chimique est la masse d'une mole d'entités de cette espèce.

$$M = N_A \times m_{\text{entité}}$$

$$N_A \approx 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Unités usuelles :

M en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) ;

N_A , constante d'Avogadro (mol^{-1}) ;

$m_{\text{entité}}$ en gramme (g).

La masse molaire d'une espèce chimique se déduit de sa formule brute et des masses molaires de tous les éléments chimiques qui la constituent, consultable dans le rabat VI de ce manuel.

Exemple

Masse molaire du « glucose » :

$$\begin{aligned}M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) \\ &= 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}\end{aligned}$$

La masse m d'un échantillon d'une espèce chimique est proportionnelle à la quantité de matière n qu'il contient.

La masse molaire M de l'espèce est le coefficient de proportionnalité tel que :

$$m = n \times M$$

Unités usuelles :

m en gramme (g) ;

n en mole (mol) ;

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

1.2 - Volume molaire

Le volume V d'un échantillon d'une espèce chimique est proportionnel à la quantité de matière n qu'il contient.

Le volume molaire V_m de l'espèce est le coefficient de proportionnalité tel que :

$$V = n \times V_m$$

Unités usuelles :

V en litre (L) ;

n en mole (mol) ;

V_m en litre par mole ($L \cdot \text{mol}^{-1}$).

Le volume molaire d'une espèce gazeuse dépend de la température θ et de la pression p . Le volume molaire est le même pour toutes les espèces chimiques gazeuses. Par exemple le volume molaire à la température de 25°C et sous la pression d'une atmosphère est de $24,5 L \cdot \text{mol}^{-1}$.

2. Calculer une quantité de matière

2.1 - À partir d'une grandeur molaire

La composition en masse (respectivement en volume) d'un mélange fournit la masse (respectivement le volume) de chacune des espèces chimiques qui composent le mélange.

La quantité de matière d'une espèce contenue dans un échantillon peut être déterminée à partir :

– de sa masse molaire et de sa masse dans l'échantillon : $n = \frac{m}{M}$

– de son volume molaire et de son volume dans l'échantillon : $n = \frac{V}{V_m}$

Point maths

En divisant par M les deux membres de l'égalité $m = n \times M$, on établit la relation

$$n = \frac{m}{M}.$$

De la même manière, en divisant par V_m les deux membres de l'égalité $V = n \times V_m$,

on établit la relation $n = \frac{V}{V_m}$.

2.2 - À partir d'une concentration en quantité de matière

Une solution de volume V contient une quantité n d'un soluté. La concentration en

quantité de soluté c dans la solution est : $c = \frac{n}{V}$.

La quantité n d'un soluté contenu dans une solution de volume V peut être déterminée à partir de la concentration en quantité de soluté c dans la solution et du volume de la solution par la relation :

$$n = c \times V$$

Unités usuelles :

n en mole (mol) ;

c en mole par litre (mol · L⁻¹) ;

V en litre (L).

Remarque

La concentration en quantité de matière c , la concentration en masse c_m d'un soluté dans une solution et la masse molaire M du soluté sont liées par l'égalité :

$$c_m = M \times c$$

3. Spectrophotométrie UV-visible

L'absorbance A_λ (grandeur positive sans unité) d'une solution à une longueur d'onde λ mesure l'importance de l'absorption du rayonnement de longueur d'onde λ par cette solution. Plus le rayonnement est absorbé, plus la valeur de A_λ est élevée.

$A_\lambda = 0$ lorsque le rayonnement n'est pas du tout absorbé par la solution.

Le spectre d'absorption représente l'absorbance d'une solution en fonction de la longueur d'onde du rayonnement incident.

La couleur d'une solution peut se déduire de son spectre UV-visible :

– si le spectre fait apparaître une unique bande d'absorption, la couleur de la solution est la couleur complémentaire de celle qui est absorbée. La solution est caractérisée par son absorbance maximale A_{\max} pour la longueur d'onde λ_m ;

– si le spectre fait apparaître des bandes d'absorption espacées, la couleur de la solution résulte de la superposition des rayonnements peu absorbés.

Exemple

Le spectre d'absorption de la chlorophylle montre que cette espèce absorbe peu les rayonnements cyan, vert et jaune dont la superposition conduit à la perception d'une couleur verte.

La loi de Beer-Lambert énonce que l'absorbance A_λ d'une solution à une longueur d'onde λ est liée à la concentration en quantité de matière C de l'espèce et à la longueur ℓ , de solution traversée, par la relation :

$$A_\lambda = \varepsilon_{\lambda, \text{espèce}} \times \ell \times c$$

Unités usuelles :

A_λ sans unité ;

$\varepsilon_{\lambda, \text{espèce}}$ en litre par mole et par centimètre ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$) ;

ℓ en centimètre (cm) ;

c en mole par litre ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$).

La loi de Beer-Lambert permet de déterminer la concentration d'une solution, en réalisant un dosage par étalonnage.

Remarque

$\varepsilon_{\lambda, \text{espèce}}$ est le coefficient d'absorption molaire. Cette grandeur dépend de l'espèce chimique étudiée et de la longueur d'onde de la lumière incidente.

L'exploitation de la loi de Beer-Lambert est simple pour des concentrations faibles : dans ce cas, le coefficient d'absorption molaire $\varepsilon_{\lambda, \text{espèce}}$ est constant, donc l'absorbance de l'espèce est proportionnelle à sa concentration en quantité.