

Thème 3 : Constitution et Transformation de la Matière

Chapitre 1 : la mole

I) Quantité de matière

En chimie pour mesurer la quantité de matière on peut utiliser le gramme ou la mole. Le gramme est l'unité de la masse et peut être relié au poids, il est simple à mesurer mais on ne connaît pas le nombre d'entités chimiques (atome, molécule ou ion) présentes dans un échantillon.

Pour cela on mesure la quantité de matière en mole, une mole correspond à $6,02 \times 10^{23}$ entités.

Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro, noté N_A , il permet de connaître le nombre d'entité dans un échantillon : $N = n \times N_A$

Dans la classification périodique la masse d'une mole est indiquée pour chaque élément, c'est la masse molaire qui s'exprime en g/mol et se note M.

Par exemple 1 mole de carbone pèse 12 g, une mole d'oxygène 16 g.

Remarque :

Un atome et ses ions ont la même masse molaire car la masse des électrons est négligeable devant celle du noyau.

Pour une molécule on additionne la masse molaire de tous les atomes qui la compose.

Exemple :

$$M_{H_2O} = 2 \times M_H + M_O = (2 \times 1) + 16 = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Pour avoir le nombre de mole dans un échantillon on divise la masse de l'échantillon par la masse molaire :

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

Avec :

n la quantité de matière en mole

m la masse en gramme

M la masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour un gaz on définit le volume molaire : c'est le volume occupé par une mole de gaz.

Il est noté V_m et se mesure en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$$\text{D'où : } n = \frac{V}{V_m}$$

Avec :

n la quantité de matière en mole

V le volume en litre.

V_m en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Le volume molaire dépend de la pression et de la température, il est le même pour tous les gaz.

Par exemple à 25°C et à 1013 hPa le volume molaire vaut $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ quelque soit le gaz.

II) La concentration molaire

La concentration molaire d'une espèce est donnée par :

$$C = \frac{n}{V}$$

Avec C :

la concentration en mol.L⁻¹

n la quantité de matière en mole

V le volume en litre.

Avec la teneur (ou concentration en masse) $t = \frac{m}{V} = \frac{n \times M}{V} = C \times M$

III) Détermination de concentration par absorbance

A) Loi de Beer-Lambert

L'absorbance d'une solution est la quantité de lumière absorbée par la solution à une longueur d'onde donnée.

Elle est noté A et n'a pas d'unité.

$$A = \epsilon l C$$

avec :

ϵ le coefficient d'absorption molaire en L.mol⁻¹.cm⁻¹

l l'épaisseur de la cuve en cm

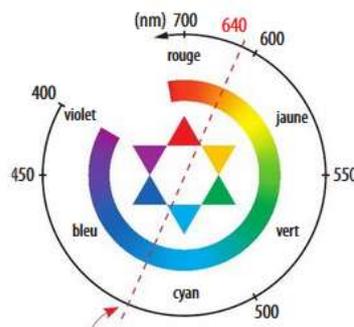
C la concentration en mol.L⁻¹

Conditions de validité de la loi de Beer-Lambert :

- la lumière utilisée doit être monochromatique
- la concentration ne doit pas trop élevée : $c \approx 10^{-2}$ mol.L⁻¹

B) Spectre UV-visible

Avec le spectre d'absorption d'une espèce on peut en déduire sa couleur en utilisant le cercle chromatique :



C) Dosage par étalonnage

On peut déterminer la concentration d'une solution colorée par étalonnage.

Pour cela :

- on réalise plusieurs solutions de concentration connue avec l'espèce colorée
- on mesure l'absorbance de chacune de ses solutions
- on trace la courbe d'étalonnage
- on mesure l'absorbance de la solution inconnue
- on détermine graphiquement la concentration de la solution inconnue

Exercices

QCM p 21

3, 5 p 24

9, 13 p 25

21, 23 p 27