



Chapitre 1: La mole

I- Masse molaire M et Volume molaire V_m

1- Rappel : La quantité de matière n

La quantité de matière n est utilisée pour dénombrer des entités (atomes, molécules, ions, ...). Elle s'exprime en mol.

$$n = \frac{N}{N_A} \quad n \text{ s'exprime en mol}$$

N n'a pas d'unité, c'est le nombre d'entités présentes dans l'échantillon

N_A s'exprime en mol^{-1} , c'est la constante d'Avogadro, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exemple : Une mole de cuivre correspond à $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de cuivre.

2- La masse molaire atomique M

La masse molaire atomique M d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ces valeurs sont données dans le tableau périodique.

3- La masse molaire moléculaire M

La masse molaire moléculaire correspond à la masse d'une mole de molécule. On la détermine à partir de la masse molaire des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

4- Le volume molaire V_M

Le volume molaire d'un V_M gaz, correspond au volume occupé par une mole de gaz. A température et pression fixées, ce volume est le même pour tous les gaz.

A 20°C et 1013 hPa , le volume molaire $V_M = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

II- Quantité de matière

1- Quantité de matière n et masse m

La quantité de matière n d'une espèce chimique de masse m et de masse molaire M est :

$$n = \frac{m}{M} \quad n \text{ s'exprime en mol}$$

m en g

M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2- Quantité de matière n et volume V

La quantité de matière n d'un gaz de volume V est :

$$n = \frac{V}{V_M} \quad n \text{ s'exprime en mol}$$

V en L

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

Exemple : Calculons la quantité de matière de dioxygène n présente dans flacon de volume $V = 0,5 \text{ L}$:

$$n = \frac{V}{V_M} \quad V = 0,5 \text{ L}, V_M = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ donc } n = 0,5 \text{ L} / 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

III- Concentration en masse et en quantité de matière

1- La concentration en masse t

La relation entre la concentration en masse t d'une espèce chimique dans une solution, la masse de l'espèce chimique m et le volume de solution préparé V est :

$$t = \frac{m}{V} \quad t \text{ s'exprime en } \text{g.L}^{-1}$$

m en g

V en L

2- La concentration en quantité de matière C

La relation entre la concentration en quantité de matière C d'une espèce chimique dans une solution, la quantité de matière de l'espèce chimique n et le volume de solution préparé V est :

$$C = \frac{n}{V} \quad C \text{ s'exprime en } \text{mol.L}^{-1}$$

n en mol

V en L

3- Relation entre la concentration en quantité de matière C et la concentration en masse t

La relation entre la concentration en quantité de matière C et la concentration en masse t est la suivante :

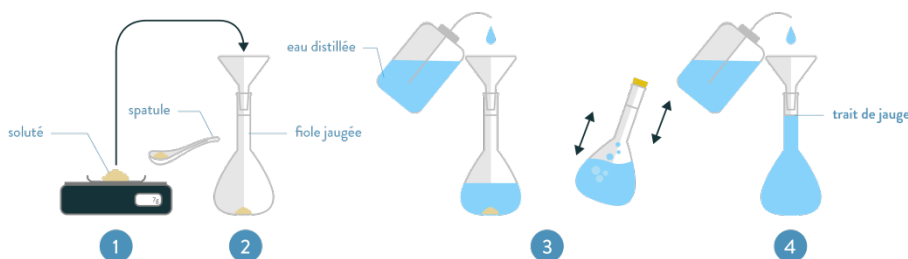
$$C = \frac{t}{M} \text{ car } C = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{V \cdot M} = \frac{t}{M}$$

4- Préparation d'une solution

a) Par dissolution

Pour préparer une solution de volume V à la concentration C , il faut prélever et dissoudre une masse m :

$$m = n \times M = C \times V \times M$$



b) Par dilution

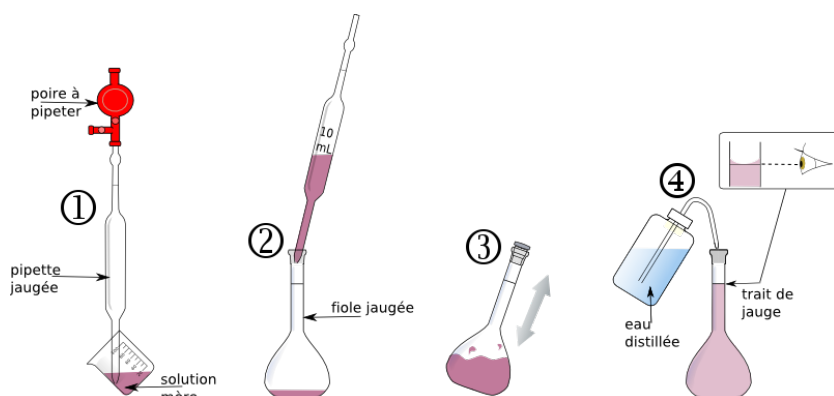
Diluer une solution aqueuse revient à ajouter de l'eau à cette solution pour en diminuer la concentration.

Au cours de la dilution, la quantité de matière n_m de soluté prélevée dans la solution mère est égale à la quantité de la matière de soluté présente dans la solution mère n_f :

$$n_m = n_f \text{ donc } C_m \times V_m = C_f \times V_f$$

Le facteur de dilution F est défini par :

$$F = \frac{C_m}{C_f} = \frac{V_f}{V_m} > 1$$



IV- Absorbance d'une solution

L'absorbance A est une grandeur positive et sans unité qui caractérise l'absorption par une molécule d'une radiation lumineuse de longueur λ d'onde donnée.

- ✓ Pour une substance totalement transparente et incolore (comme l'eau pure) : $A = 0$ pour toutes les longueurs d'onde λ .
- ✓ Pour une substance opaque : $A = \infty$

Un spectrophotomètre ou colorimètre permet de réaliser des mesures d'absorbance d'une solution pour une plage de valeur de longueurs d'onde de la lumière qui traverse cette solution.

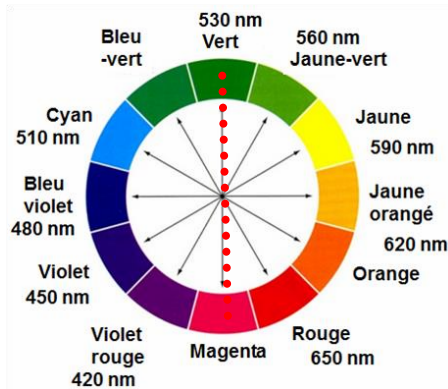


Figure 1 : Cercle chromatique

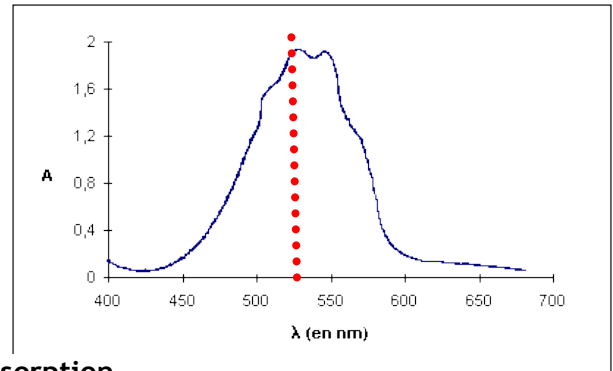


Figure 2 : Spectre d'absorption d'une solution Magenta

Une solution est colorée si elle absorbe une ou des radiations du domaine visible. La couleur de la solution correspond alors à la couleur complémentaire des radiations observées.

Exemple : Une solution magenta absorbe un maximum à 530 nm c'est-à-dire le vert. Elle diffuse la couleur complémentaire, le magenta.

V- La loi de Beer-Lambert

On peut savoir si une solution colorée est concentrée par l'intensité de sa couleur. En effet, plus la solution est concentrée, plus il y a de molécules responsables de la couleur, pour absorber la lumière.

La loi de Beer-Lambert part de ce simple constat et nous indique que, pour une longueur d'onde donnée λ , l'absorbance A est proportionnelle à la concentration C :

$$A = k \times C$$

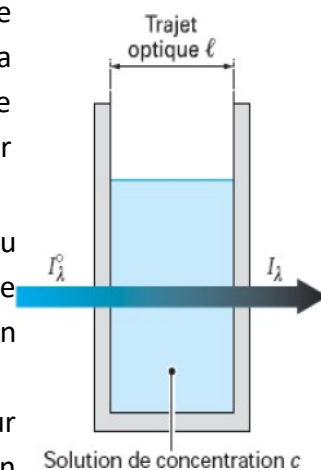
A sans unité

C s'exprime en mol.L^{-1}

Pour mesurer l'absorbance, on met un peu de solution dans une cuve au travers de laquelle on mesure la proportion de lumière absorbée à une longueur d'onde donnée. Plus la lumière traverse une grande longueur de solution, plus elle est absorbée (la couleur d'une solution parait alors plus claire dans le col d'une fiole que dans la base). Ainsi, si l'on veut tenir compte de la longueur de la cuve l , on pourra écrire la formule de Beer-Lambert :

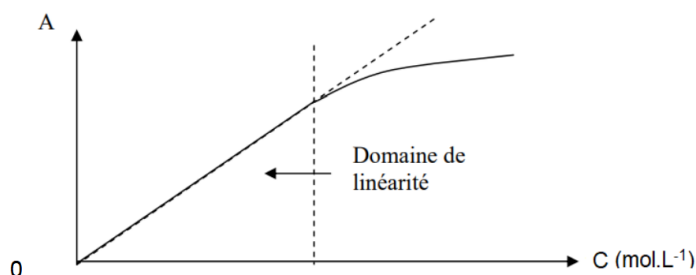
$A = \epsilon \times l \times C$ ϵ en $\text{L. mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, étant un coefficient qui dépend de la molécule, du solvant et de la température. l s'exprime en cm , c'est la longueur de la solution traversée par la lumière. C correspond à la concentration en quantité de matière et s'exprime en mol.L^{-1}

Pour réaliser des mesures d'absorbance, le spectrophotomètre est généralement réglé sur la longueur d'onde λ_{max} correspondant au maximum d'absorption du spectre de la solution étudiée. Pour cette longueur d'onde, l'incertitude sur la mesure est la plus petite.



Limite de la loi de Beer-Lambert :

Pour des solutions trop concentrées, la loi de Beer-Lambert ne peut être utilisée car dans ce cas, l'absorbance et la concentration ne sont plus proportionnelles.

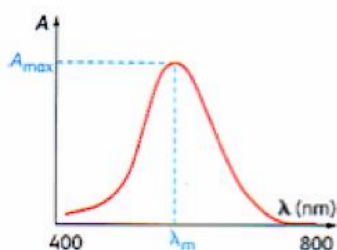


VI- Dosage par étalonnage

Doser une espèce chimique dans une solution, c'est déterminer la concentration C de cette espèce dans la solution.

Pour doser une solution colorée, on utilise une méthode de dosage par étalonnage. Cela signifie que l'on va utiliser une gamme de solution de concentrations connues pour tracer une droite d'étalonnage. Le dosage par étalonnage se déroule en 4 étapes

Etape 1 :



Choix d'une longueur d'onde de travail :

On peut utiliser n'importe quelle longueur d'onde pour laquelle l'absorbance de la solution n'est pas nulle. Cependant, on préfère utiliser la longueur d'onde λ_m correspondant au maximum d'absorption.

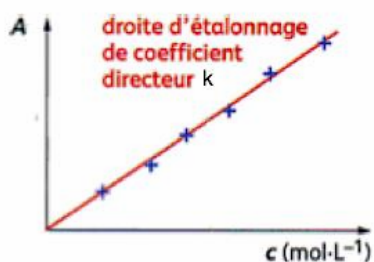
Etape 2 :



Préparation d'une gamme d'étalonnage :

On la réalise par dilution d'une solution mère. Si possible, les solutions filles devront avoir des concentrations dont les valeurs encadrent celle de la solution inconnue.

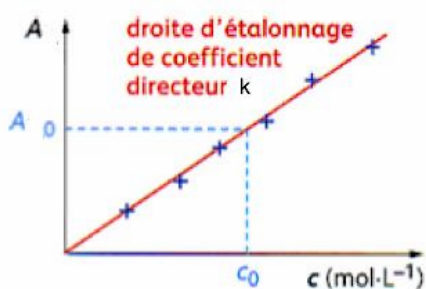
Etape 3 :



Réalisation de la courbe d'étalonnage :

On relève les différentes absorbances correspondant aux différentes concentrations de notre gamme. On trace A = f(c) qui d'après la loi de Beer-Lambert est une droite (relation de proportionnalité).

Etape 4 :



Détermination de la concentration inconnue :

On mesure l'absorbance de la solution colorée de concentration inconnue avec le spectrophotomètre. A partir de la courbe d'étalonnage, on retrouve la valeur de sa concentration c₀.

