

Chapitre 2: Le dosage par étalonnage.   
 déterminé d'une concentration d'un soluté dans un solvant.   
 = Calculer  $C_m$  ou  $C$ .

I - la coloration d'une solution.

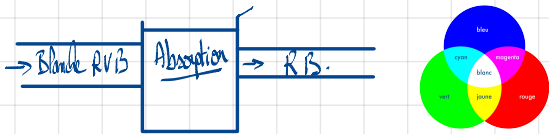
1- Rappels

Concentration massique:  $C_m = \frac{m(\text{solute})}{V(\text{solution})}$    
 g.L<sup>-1</sup> (pointing to m) L (pointing to V)

Concentration molaire:  $C = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{solution})}$    
 mol/L (pointing to n) L (pointing to V)

2- la couleur d'une solution-

Une solution est colorée parce qu'elle absorbe une partie du spectre de la lumière qu'elle reçoit du soleil.



3. Utilisation du spectrophotomètre.



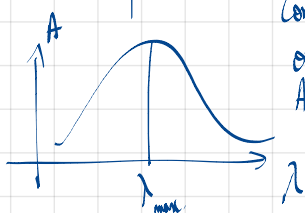
I: intensité de la lumière



$I_1 < I_0$  à cause de l'absorption de la solution.

On peut mesurer la capacité d'une solution à absorber une lumière d'une longueur d'onde  $\lambda$  par

$A_\lambda = \log\left(\frac{I_0}{I_1}\right)$    
 sans unité  $\phi$  (pointing to the equation)



Comme l'absorbance dépend de  $\lambda$ , on choisit toujours le  $\lambda$  pour lequel A est maximal.

II - la loi de Beer-Lambert.

$$A_\lambda = \epsilon_\lambda \times l \times C$$

$A_\lambda$ : Absorbance sans unité.  $\phi$

$\epsilon_\lambda$ : coefficient d'extinction molaire

l: longueur de la cuve en cm.

C: concentration molaire en mol.L<sup>-1</sup>.

Par analyse dimensionnelle, détermines l'unité de  $\epsilon_\lambda$ .

$$A_\lambda = \epsilon_\lambda \times l \times C.$$

$$1 = [\epsilon_\lambda] \times \text{cm} \times \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\frac{\text{L}}{\text{cm} \times \text{mol}} = [\epsilon_\lambda]$$

$$[\epsilon_\lambda] = \text{L} \cdot \text{cm}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \rightarrow \text{L/cm/mol}$$

La loi de Beer-Lambert n'est pas toujours valable: voici les conditions nécessaires à sa validité:

1) lumière soit monochromatique.

2) solution soit homogène et pas trop concentrée.  $C < 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ !

3) le soluté ne doit pas réagir sous l'effet de la lumière.

III - le dosage par étalonnage.