

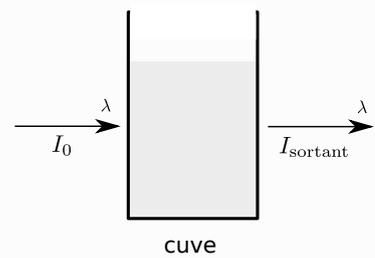
# Absorbance d'une solution

## Définition

L'absorbance  $A$  d'une solution rend compte de la façon dont elle atténue un faisceau de lumière la traversant. Elle est définie pour une longueur d'onde incidente  $\lambda$  donnée.

Si  $I_0$  est l'intensité lumineuse en entrée de la cuve contenant la solution, et  $I_{\text{sortant}}$  celle en sortie de la cuve, alors on définit l'absorbance par :

$$I_{\text{sortant}} = I_0 \times 10^{-A}, \quad \text{soit encore} \quad A = -\log \frac{I_{\text{sortant}}}{I_0}. \quad (1)$$



## Loi donnant l'absorbance

Lorsqu'il y a une seule espèce colorée  $i$ , l'absorbance de la solution est donnée par la loi de Beer-Lambert :

$$A = \epsilon_i(\lambda) l C_i, \quad (2)$$

avec :

- $C_i$  la concentration molaire de l'espèce colorée  $i$ .
- $l$  la longueur de la cuve.
- $\epsilon_i(\lambda)$  le coefficient d'absorption molaire (ou coefficient d'extinction molaire) qui caractérise l'espèce chimique considérée. Il dépend de la longueur d'onde  $\lambda$  de la lumière incidente.

Si  $\epsilon$  est donné en  $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{cm}^{-1}$ , alors il faut exprimer  $l$  en cm et  $C_i$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

S'il y a plusieurs espèces colorées, alors on somme leurs absorbances pour avoir l'absorbance totale.

On voit donc que la mesure de l'intensité en sortie de la cuve permet d'obtenir  $A$ , qui est directement relié à la concentration de l'espèce colorée : on peut donc suivre l'évolution de  $C_i$ .

**Remarque :** Cette loi est valable pour des concentrations inférieures à environ 0,1 mol/L.

## Comment mesurer l'absorbance ?

On utilise un spectrophotomètre pour mesurer l'absorbance d'une solution.

- Il s'agit de placer une cuve contenant la solution dans l'appareil.
- Celui-ci produit une lumière quasi-monochromatique dont on peut régler la longueur d'onde  $\lambda$ .
- Il est nécessaire de donner une référence au spectromètre, on appelle ceci "**faire le blanc**".

Pour cela : placer une cuve contenant la solution mais sans l'espèce colorée, et appuyer sur la touche correspondant à faire le blanc (cf notice).

Le spectromètre considère alors que l'absorbance correspondante vaut 0 (soit donc que  $I_{\text{sortant}} = I_0$ ), et ainsi ne prendra en compte pour les mesures ultérieures que de l'absorbance due à l'espèce colorée.

Si le blanc n'est pas effectué, alors l'absorbance due au solvant et à la cuve contribuera aussi, et donc  $A$  décalée d'une constante par rapport au  $A$  donné par la loi de Beer-Lambert.

- Les spectromètres de lycée ne sont en général pas assez précis pour mesurer des absorbances supérieures à 2 ou 3.
- On choisit de préférence la longueur d'onde de travail  $\lambda$  au maximum ou au minimum d'absorption du spectre d'absorption de l'espèce colorée. Ceci garantit une minimisation des erreurs dues aux fluctuations de  $\lambda$ .

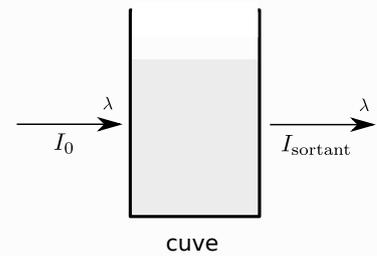
# Absorbance d'une solution

## Définition

L'absorbance  $A$  d'une solution rend compte de la façon dont elle atténue un faisceau de lumière la traversant. Elle est définie pour une longueur d'onde incidente  $\lambda$  donnée.

Si  $I_0$  est l'intensité lumineuse en entrée de la cuve contenant la solution, et  $I_{\text{sortant}}$  celle en sortie de la cuve, alors on définit l'absorbance par :

$$I_{\text{sortant}} = I_0 \times 10^{-A}, \quad \text{soit encore} \quad A = -\log \frac{I_{\text{sortant}}}{I_0}. \quad (3)$$



## Loi donnant l'absorbance

Lorsqu'il y a une seule espèce colorée  $i$ , l'absorbance de la solution est donnée par la loi de Beer-Lambert :

$$A = \epsilon_i(\lambda) l C_i, \quad (4)$$

avec :

- $C_i$  la concentration molaire de l'espèce colorée  $i$ .
- $l$  la longueur de la cuve.
- $\epsilon_i(\lambda)$  le coefficient d'absorption molaire (ou coefficient d'extinction molaire) qui caractérise l'espèce chimique considérée. Il dépend de la longueur d'onde  $\lambda$  de la lumière incidente.

Si  $\epsilon$  est donné en  $\text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{cm}^{-1}$ , alors il faut exprimer  $l$  en cm et  $C_i$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

S'il y a plusieurs espèces colorées, alors on somme leurs absorbances pour avoir l'absorbance totale.

On voit donc que la mesure de l'intensité en sortie de la cuve permet d'obtenir  $A$ , qui est directement relié à la concentration de l'espèce colorée : on peut donc suivre l'évolution de  $C_i$ .

**Remarque :** Cette loi est valable pour des concentrations inférieures à environ 0,1 mol/L.

## Comment mesurer l'absorbance ?

On utilise un spectrophotomètre pour mesurer l'absorbance d'une solution.

- Il s'agit de placer une cuve contenant la solution dans l'appareil.
- Celui-ci produit une lumière quasi-monochromatique dont on peut régler la longueur d'onde  $\lambda$ .
- Il est nécessaire de donner une référence au spectromètre, on appelle ceci "**faire le blanc**".

Pour cela : placer une cuve contenant la solution mais sans l'espèce colorée, et appuyer sur la touche correspondant à faire le blanc (cf notice).

Le spectromètre considère alors que l'absorbance correspondante vaut 0 (soit donc que  $I_{\text{sortant}} = I_0$ ), et ainsi ne prendra en compte pour les mesures ultérieures que de l'absorbance due à l'espèce colorée.

Si le blanc n'est pas effectué, alors l'absorbance due au solvant et à la cuve contribuera aussi, et donc  $A$  décalée d'une constante par rapport au  $A$  donné par la loi de Beer-Lambert.

- Les spectromètres de lycée ne sont en général pas assez précis pour mesurer des absorbances supérieures à 2 ou 3.
- On choisit de préférence la longueur d'onde de travail  $\lambda$  au maximum ou au minimum d'absorption du spectre d'absorption de l'espèce colorée. Ceci garantit une minimisation des erreurs dues aux fluctuations de  $\lambda$ .