

II. Définition du pH

Les propriétés acides ou basiques des solutions aqueuses dépendent de leur concentration en ions oxonium H_3O^+ .

- Le pH d'une solution est une grandeur sans dimension définie par :
- La mesure du pH permet de calculer la concentration en ions oxonium par la relation :

Remarque : La concentration en ions oxonium obtenue par la relation $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ est donnée avec deux chiffres significatifs lorsque le pH est donné avec un chiffre après la virgule. Cette règle reste valable si le pH est supérieur à 10 et donné avec trois chiffres significatifs.

Application :

1/ Déterminer le pH d'une solution S_1 de concentration en ions H_3O^+ égale à $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

2/ Déterminer la concentration en ions H_3O^+ d'une solution S_2 dont le pH est égal à 10,8.

III. DOSAGE PAR ETALONNAGE

PRINCIPE

Le dosage par étalonnage est une méthode de comparaison.

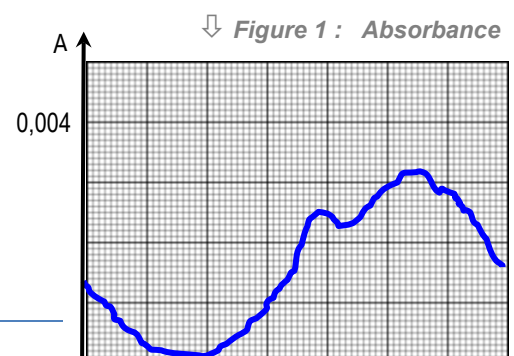
La solution dans laquelle on désire doser une espèce chimique dissoute est comparée à des solutions contenant la même espèce chimique, mais à des concentrations connues. Ces dernières sont appelées **solutions étalons** et sont préparées par dilution.

La comparaison se fait sur une propriété physique caractéristique de l'espèce chimique à doser (couleur, absorbance...)

DOSAGE PAR ETALONNAGE SPECTROPHOTOMETRIQUE

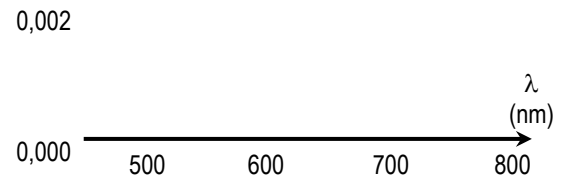
On dispose d'une solution S de chlorure de nickel de concentration C_S inconnue. Pour déterminer cette concentration, on prépare une série de solutions étalons de chlorure de nickel à diverses concentrations.

Questions :



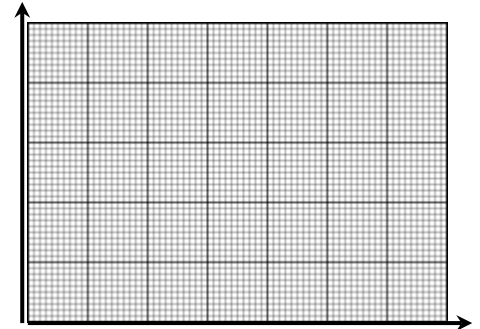
Chapitre 2 – cours

- a. En observant le spectre d'absorption d'une solution de chlorure de nickel, déterminer la longueur d'onde idéale λ_0 pour effectuer un dosage spectrophotométrique par étalonnage.



On mesure alors l'absorbance à la longueur d'onde λ_0 des solutions étalons de chlorure de nickel.

Solution étalon	1	2	3	4	5
Concentration (mmol/L)	20,0	25,0	30,0	35,0	40,0
Absorbance mesurée	0,10	0,12	0,16	0,17	0,21



↑ Figure 2

- b. Les solutions étalons ont été obtenues en diluant une solution mère de concentration $C_0 = 0,100 \text{ mol/L}$. Déterminer le volume de la solution mère qu'il a fallu prélever pour fabriquer 50 mL de la solution étalon 1.
- c. Tracer sur la figure 2 la droite d'étalonnage à partir des valeurs obtenues avec les solutions étalons.
- d. A partir de la loi de Beer – Lambert, montrer que pour une même espèce chimique dissoute, l'absorbance de la solution est proportionnelle à la concentration du soluté.
- e. Justifier alors l'allure de la courbe d'étalonnage obtenue sur le graphe ci-contre.
- f. On place la solution S dans la cuve du spectrophotomètre et on mesure, pour la longueur d'onde λ_0 , une absorbance $A_S = 0,14$. Déterminer à partir de la droite d'étalonnage la valeur de la concentration C_S inconnue.

IV DOSAGE PAR ETALONNAGE CONDUCTIMETRIQUE

On dispose d'une solution S de chlorure de fer II ($Fe^{2+} + 2 Cl^-$) de concentration C_S inconnue. Pour déterminer cette concentration, on prépare une série de solutions étalons de chlorure ferreux à diverses concentrations.

Questions :

- a. Tracer la courbe d'étalonnage $\sigma = f(C)$.
- b. Quelle est l'allure du graphe obtenu ?
Que peut-on en conclure ?

Solution étalon	1	2	3	4	5
concentration C (mmol/L)	0,50	1,00	2,00	3,00	4,00
conductivité mesurée σ (mS.cm ⁻¹)	0,12	0,22	0,51	0,73	1,01

Chapitre 2 – cours

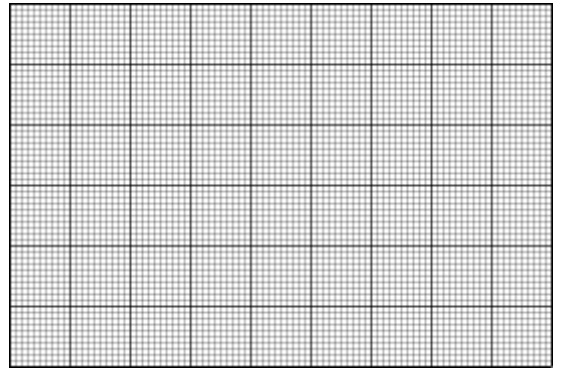
- c. Dans les mêmes conditions expérimentales, on mesure pour la solution S une conductivité $\sigma_S = 0,82 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$. Déterminer à l'aide de la courbe d'étalonnage la concentration de la solution S.

- d. Calculer la masse m de chlorure de fer II qui a été dissoute pour fabriquer les 200 mL de la solution S.

Données : • $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\bullet \lambda_{\text{Fe}^{2+}} = 10,8 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \bullet \lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \text{ mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$$

↓ Figure 3



I.3 CONCLUSION

D'après la **loi de Beer – Lambert**, l'absorbance A d'une espèce chimique en solution est proportionnelle à sa concentration C :

$$A = \varepsilon \cdot l \cdot C \Leftrightarrow A = k \times C$$

D'après la **loi de Kohlrausch**, la conductivité σ d'une solution diluée d'une espèce chimique est proportionnelle à sa concentration C :

$$\sigma = \sum_1^n \lambda_i \cdot [X_i] \Leftrightarrow \sigma = k \times C$$

Les lois de Beer – Lambert et de Kohlrausch permettent d'effectuer un dosage par étalonnage. Elles ont des équations analogues.