

TP : DOSAGE PAR ETALONNAGE

CORRECTION

On commence par préparer 500mL d'une solution mère de concentration $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ afin de réaliser ensuite une *échelle de teinte* par dilution.

- 1) Quelle masse de sulfate de cuivre hydraté doit-on utiliser pour préparer cette solution ?

Rappels : $n = C \times V$ et $n = \frac{m}{M}$.

En remplaçant l'expression de n dans la deuxième formule, on a: $C \times V = \frac{m}{M}$

On peut donc écrire: $m = C \times V \times M$

Application numérique: $m = 0,10 \times 0,5 \times 249,6 = 12,5 \text{ g}$ avec deux chiffres significatifs.

On prélève 12,5 g de sulfate de cuivre que l'on introduit dans une fiole jaugée de 500mL. On ajoute ensuite de l'eau déminéralisée jusqu'au trait de jauge.

- 2) On veut préparer dans 4 tubes à essais 10 mL de chacune des solutions présentes dans le tableau ci-dessous à partir de la solution mère (solution 1) que l'on introduira dans une burette. On préparera une burette remplie d'eau déminéralisée pour la dilution. Indiquez le mode opératoire permettant de préparer la solution du tube 2 (solution fille), puis complétez la deuxième ligne du tableau.

Lorsqu'on dilue une solution mère pour obtenir une solution fille, on a toujours:

$$C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

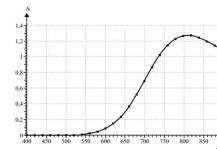
Le volume de solution mère à prélever s'écrit donc: $V_{\text{mère}} = \frac{C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}}{C_{\text{mère}}}$

Dans le cas de la solution 2: $V_{\text{mère}} = \frac{0,08 \times 10}{0,1} = 8,0 \text{ mL}$

On prélève 8,0mL de solution mère que l'on introduit dans le tube à essai. Il suffit d'ajouter 2mL d'eau déminéralisée pour obtenir 10mL de solution fille.

	Tube 1	Tube 2	Tube 3	Tube 4
Concentrations en mol/L	solution mère : $C_1 = 0,10$	$C_2 = 0,08$	$C_3 = 0,05$	$C_4 = 0,02$
facteur de dilution $\left(\frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}}\right)$	aucun	1,25	2	5
absorbance mesurée				

- 3) Avant de mesurer l'absorbance de ces quatre solutions, observez le spectre du sulfate de cuivre ci-contre et indiquez sur quelle longueur d'onde il faudra régler le colorimètre parmi celles disponibles ($\lambda_{\text{Bleu}} = 470 \text{ nm}$; $\lambda_{\text{Vert}} = 565 \text{ nm}$; $\lambda_{\text{Jaune}} = 585 \text{ nm}$ et $\lambda_{\text{Rouge}} = 655 \text{ nm}$).



Le sulfate de cuivre présente un maximum d'absorption pour 800nm environ. Ce qui correspond au rouge. On choisit donc régler le colorimètre sur la longueur d'onde la plus proche soit: $\lambda_{\text{Rouge}} = 655 \text{ nm}$

- 4) A l'aide de la notice, mesurez ensuite avec le colorimètre l'absorbance A de ces solutions pour la longueur d'onde que vous venez de choisir. Complétez la troisième ligne du tableau.

On mesure l'absorbance de chacune des solutions avec le colorimètre:

	Tube 1	Tube 2	Tube 3	Tube 4
Concentrations en mol/L	solution mère : $C_1 = 0,10$	$C_2 = 0,08$	$C_3 = 0,05$	$C_4 = 0,02$
facteur de dilution $\left(\frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}}\right)$	aucun	1,25	2	5
absorbance mesurée	0,73	0,56	0,33	0,16

- 5) Tracez ensuite avec REGRESSI la courbe expérimentale $A = f(C)$, puis faites une modélisation linéaire. Déterminez ensuite la concentration molaire puis massique de la solution de bouillie bordelaise. Expliquez en détail votre démarche puis donnez vos résultats et conclusions.

On constate après modélisation que l'absorbance de la solution est proportionnelle à sa concentration. Nous avons maintenant une droite d'étalonnage qui permet de déterminer la concentration molaire d'une solution de bouillie bordelaise inconnue. Il suffit de mesurer son absorbance et de déterminer l'abscisse du point correspondant sur la droite d'étalonnage.

