


Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M. GINEYS // M. KUNST-MEDICA	
<u>Chapitre 1 : Composition d'un système initial (la mole)</u>			
Feuille d'évaluation à rendre obligatoirement avec la copie			
<u>Correction activité expérimentale n°1.5 : Dosage de la bouillie bordelaise.</u>			

Partie 1 : Préparation d'une solution mère de bouillie bordelaise par dissolution à 0,20 mol.L⁻¹

1. **Nommer** le soluté et le solvant de la solution préparée.

Soluté : Sulfate de cuivre.

Solvant : Eau

2. Comment s'appelle la méthode à appliquer pour réaliser cette solution ?

On parle d'une dissolution.

3. Lors de cette méthode, le soluté disparaît-il ?

Le soluté ne disparaît pas, il est simplement dissous. La couleur bleue illustre la présence d'ions Cuivre II.

4. **Déterminer** la masse molaire du sulfate de cuivre pentahydraté.

Déterminons la masse molaire du sulfate de cuivre pentahydraté M (CuSO₄, 5 H₂O) :

$$M(\text{CuSO}_4, 5 \text{ H}_2\text{O}) = M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) + 10 \times M(\text{H}) + 5 \times M(\text{O})$$

$$M(\text{CuSO}_4, 5 \text{ H}_2\text{O}) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 + 10 \times 1,0 + 5 \times 16,0$$

$$M(\text{CuSO}_4, 5 \text{ H}_2\text{O}) = 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$$

5. **Déterminer** la masse mesurée par le professeur pour préparer un volume d'un litre de solution de sulfate de cuivre pour une concentration molaire de C=0,20 mol.L⁻¹

Déterminons la masse de sulfate de cuivre pentahydraté m (CuSO₄, 5 H₂O) mesurée pour préparer une solution de sulfate de cuivre pour une concentration molaire de C=0,20 mol.L⁻¹:

$$C = \frac{n}{V} \text{ et } n = \frac{m}{M}$$

$$\text{Ainsi } m = n \times M = C \times V \times M$$

$$\text{Données : } c = 0,20 \text{ mol.L}^{-1} / V = 1,0 \text{ L} / M = 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{Application numérique : } m = 0,20 \times 1,0 \times 249,6 = 5,0 \times 10^1 \text{ g} = 50 \text{ g}$$

6. **Rédiger** le protocole expérimental réalisé par le professeur.

- Peser 50 g de sulfate de cuivre pentahydraté dans une coupelle.
- A l'aide d'un entonnoir à solide, introduire le sulfate de cuivre dans la fiole jaugée de volume 1,0 L.
- Rincer ensuite la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée et récupérer l'eau de rinçage dans la fiole jaugée.
- Remplir la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée. Agiter la fiole jaugée bouchée pour dissoudre totalement le soluté.
- Ajouter de l'eau distillée à la pissette puis au goutte à goutte à la pipette simple jusqu'à ce que le bas du ménisque soit au niveau du trait de jauge.
- Agiter plusieurs fois la fiole jaugée bouchée pour homogénéiser la solution.

Appel n°1 du professeur pour validation

La solution mère a été préparée par le professeur.

Partie 2 : Dilution et encadrement visuel de la concentration de la solution de M. DELAVIGNE.

1. **Donner** un exemple de dilution réalisée dans la vie quotidienne.

La dilution du sirop dans l'eau

2. **Donner** l'expression mathématiques du volume V_0 de solution mère à prélever en fonction des concentrations mère C_0 et fille C_1 et du volume de la solution fille V_1 .

$$V_0 = \frac{C_1 \times V_1}{C_0}$$

3. Les solutions filles seront réalisées dans des fioles jaugées de $V_1 = 100,0$ mL
Compléter le tableau suivant en calculant pour chaque solution diluée le volume de solution mère à prélever V_0 et le facteur de dilution F correspondant.
Détailler votre calcul pour une seule solution fille.

N° de la solution	1	2	3	4	5	6	7	8
C_1 (mol/L)	$1,0 \times 10^{-2}$	$2,0 \times 10^{-2}$	$3,0 \times 10^{-2}$	$4,0 \times 10^{-2}$	$5,0 \times 10^{-2}$	$6,0 \times 10^{-2}$	$7,0 \times 10^{-2}$	$8,0 \times 10^{-2}$
V_0 (mL)	5	10	15	20	25	30	35	40
Facteur de dilution F	20	10	6,7	5	4	3,33	2,9	2,5

Appel n°2 du professeur pour validation

4. A l'aide du protocole de dilution du document 4, **préparer** le matériel pour réaliser la solution fille correspondant à votre numéro de paillasse.

Appel n°3 du professeur pour validation

5. **Réaliser** la solution fille correspondant à votre numéro de paillasse.

Appel n°4 du professeur pour observation et validation

Une fois la solution préparée, **écrire** au feutre le numéro de la solution sur la fiole jaugée et, à l'aide d'une pipette, remplir la moitié d'un tube à essai numéroté, de la solution préparée.

Attention, si vous vous trompez, l'ensemble des résultats du reste de l'activité sera faux pour tous les autres groupes !!

6. **Porter** votre tube à essai au bureau du professeur.

Une fois les 8 tubes à essai réunis sur le bureau du professeur, proposer un encadrement de la concentration en quantité de matière de la solution de M. DELAVIGNE :



L'échelle de teinte nous permet de situer la couleur la solution de M.DELAVIGNE entre la solution 3 et la solution 4 : soit $3,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} < C_{\text{delavigne}} < 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

Appel n°5 du professeur pour validation

Partie 3 : Dosage de la bouillie bordelaise par spectrophotométrie.

1. **Donner** la couleur complémentaire d'une solution bleue de sulfate de cuivre, d'après le document 7. Cela confirme-t-il le spectre d'absorption de la solution de sulfate de cuivre du document 7

Le cercle chromatique du document 7 manque de précision, en prenant celui du livre, nous constatons que la couleur complémentaire du bleu cyan est le rouge. Cela confirme le spectre d'absorption qui révèle un maximum d'absorption dans les longueurs d'onde correspondantes à la couleur rouge (autour de 800 nm).

2. D'après le document 7, à quelle longueur d'onde doit-on travailler pour avoir un maximum de précision sur la mesure de l'absorbance sur notre colorimètre

D'après le document 7, « pour une plus grande précision et une plus grande sensibilité des mesures, on règle le spectrophotomètre à la longueur d'onde correspondant au maximum d'absorbance de la solution étudiée, soit ici 800 nm (799 nm car le spectrophotomètre n'absorbe pas à 800nm).

3. **Prélever** avec une pipette un échantillon de chaque solutions fille, et les verser dans une cuve à spectrophotomètre, puis les **déposer et les ordonner** sur le support à cuves.

Attention, le spectrophotomètre est un appareil très sensible. La cuve ne doit pas présenter de traces (d'anciennes solutions, de doigts, de rayures, etc.). Tenez toujours la cuve par le haut, du bout des doigts.

Appel n°6 du professeur pour validation

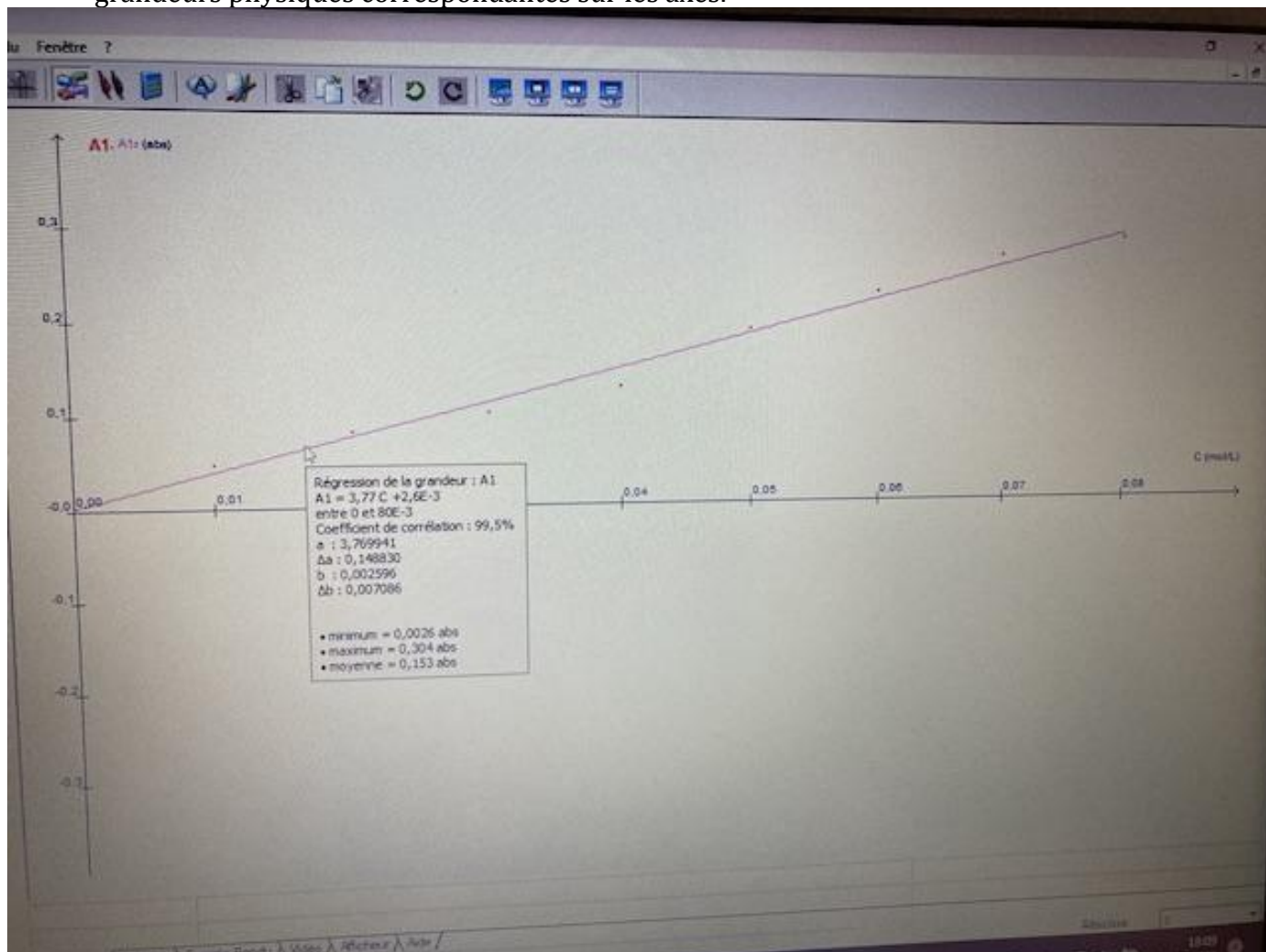
4. **Préparer** le colorimètre Color 1G-7 :
Préparer atelier scientifique :



5. **Réaliser** les mesures d'absorbance de vos échantillons par concentration croissante (notice atelier scientifique disponible sur lasallesciences.com). Quelle est l'allure du graphique obtenu sur atelier scientifique ? Que peut-on en déduire sur la relation entre l'absorbance d'une solution et sa concentration ?

Le graphique peut être modélisé par une droite qui passe par l'origine. On peut en déduire une relation de proportionnalité entre l'absorbance d'une solution et sa concentration.

6. **Utiliser** dans « traitement de données », la rubrique « régression linéaire » pour obtenir la courbe de tendance, **relever** l'équation de la droite $y = ax + b$, et remplacer y et x par les grandeurs physiques correspondantes sur les axes.



$$A = 3,77 \times C$$

Appel n°7 du professeur pour validation

7. **En déduire** l'expression permettant de calculer la concentration c d'une solution à partir de son absorbance A.

$$A = 3,77 \times C$$

8. **Noter** l'absorbance de la solution préparée par M.DELAVIGNE, qui a été mesurée par le professeur.

$$A = 0,15$$

9. **En déduire** sa concentration en quantité de matière c, en mol.L⁻¹

$$C = 0,15 / 3,77 = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

10. Ce résultat est-il en accord avec l'encadrement de concentration trouvée à la question 5

Dans la question 5, nous avons trouvé : $3,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} < C_{\text{delavigne}} < 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

Ce résultat est donc en accord car $3,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} < 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} < 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

11. **En déduire** la concentration en masse C_m de la solution préparée par M.DELAVIGNE.

$$C_m = M \times C = 249,6 \text{ g.mol}^{-1} \times 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = 10 \text{ g.L}^{-1}$$

12. D'après le document 1, **en déduire** si M.DELAVIGNE peut utiliser sa préparation.

D'après le document 1, M.Delavigne compte verser 100 L de sa solution sur son hectare tous les 15 jours de début mai à fin août, soit $8,7\text{g} \times 100\text{L} \times 8 = 7,0 \text{ Kg}$ de sulfate de cuivre pentahydraté par an et par hectare.

La législation demande à respecter 4 Kg par hectare et par an, M.Delavigne ne respecte pas la législation.

Il aurait dû préparer une solution à $4000 / 8 / 100 = 5 \text{ g/L}$

Appel n°8 du professeur pour validation
--