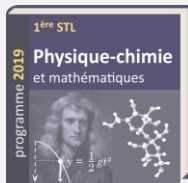


# Mesures et incertitudes : activité pour les élèves

## Choix d'un protocole pour préparer une solution



Cette activité est adossée au programme de la spécialité PCM (Physique-chimie et mathématiques) de la classe de première. Elle peut être proposée dans la séquence 2 : « solvants et soluté ».

### Objectif de l'activité

On souhaite préparer une solution de sulfate de cuivre de concentration 0,02 mol / L. On envisage pour cela les deux protocoles proposés ci-dessous. Le but est d'identifier le protocole donnant une solution dont la concentration présente le moins de dispersion possible. Cela impose de mettre en place une mesure fiable de concentration afin d'estimer les dispersions associées aux deux protocoles. Nous avons fait le choix d'une méthode spectrophotométrique.

#### PROTOCOLE n°1 : dissolution simple

- Rincer une fiole jaugée de volume  $V_F = 200$  mL avec de l'eau distillée.
- Dans un sabot de pesée, introduire  $m_1 = 1,0$  g de sulfate de cuivre pentahydraté solide.
- Introduire le sulfate de cuivre solide dans la fiole et rincer le sabot de pesée à l'eau en récupérant dans la fiole l'eau de rinçage (ainsi la totalité du prélèvement se trouve dans la fiole).
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 de la fiole.
- Agiter sans retourner la fiole jusqu'à dissolution du solide.
- Remplir la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge (on utilisera une pipette pasteur pour les dernières gouttes).
- Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser.
- Rincer un bécher avec un peu de cette solution puis verser dedans le reste du contenu de la fiole : on obtient la solution  $S_1$  de concentration 0,02 mol/L. Étiqueter ce bécher en inscrivant «  $S_1$  » dessus.

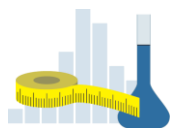
#### PROTOCOLE n°2 : dissolution puis dilution

##### ■ 1<sup>ère</sup> étape : dissolution du solide

- Rincer une fiole jaugée de volume  $v_{F1} = 200$  mL avec de l'eau distillée.
- Dans un sabot de pesée, introduire  $m_2 = 10,0$  g de sulfate de cuivre pentahydraté solide.
- Introduire le sulfate de cuivre solide dans la fiole et rincer le sabot de pesée à l'eau en récupérant dans la fiole l'eau de rinçage (ainsi la totalité du prélèvement se trouve dans la fiole).
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 2/3 de la fiole.
- Agiter sans retourner la fiole jusqu'à dissolution du solide.
- Remplir la fiole avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser : ce sera la **solution mère**.

##### ■ 2<sup>nde</sup> étape : dilution de la solution mère

- Rincer un bécher avec un peu de la solution mère précédente.
- Verser le contenu de la fiole jaugée dans ce bécher.
- Rincer une pipette jaugée de volume  $V_p = 10$  mL avec cette solution.
- Rincer une fiole jaugée de volume  $V_{F2} = 100$  mL avec de l'eau distillée.
- Prélever 10 mL de la solution mère avec la pipette et introduire ce prélèvement dans la fiole de 100 mL.
- Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.
- Boucher la fiole et agiter pour homogénéiser.
- Rincer un bécher avec un peu de cette solution puis verser dedans le reste du contenu de la fiole : on obtient la solution  $S_2$  de concentration 0,02 mol/L. Étiqueter ce bécher en inscrivant «  $S_2$  » dessus.



## 1<sup>ère</sup> partie : étude préliminaire des deux protocoles proposés

Si l'on note  $c_1$  et  $c_2$  les concentrations en quantité de matière de sulfate de cuivre apporté, on montre qu'elle se calculent par les relations :

$$c_1 = \frac{m_1}{MV_F} \quad \text{et} \quad c_2 = \frac{m_2}{MV_{F_1}} \times \frac{V_P}{V_{F_2}}$$

$M = 249,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  étant la masse molaire du sulfate de cuivre pentahydraté.

1. Vérifier que les deux protocoles proposés conduisent bien à deux solutions de concentrations identiques et de valeur  $0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
2. Chaque binôme de la classe, après avoir préparé ses deux solutions, mesurera leurs concentrations en quantité de matière de sulfate de cuivre apporté. Intuitivement vous diriez que :
  - le protocole n°1 donnera les valeurs de concentrations les moins dispersées ;
  - le protocole n°2 donnera les valeurs de concentrations les moins dispersées ;
  - les deux protocoles sont équivalents en terme de dispersion des valeurs de concentrations.

## 2<sup>ème</sup> partie : réalisation des solutions et mesures de leurs concentrations

Cette partie a pour but de réaliser les solutions en suivant successivement les deux protocoles proposés précédemment et de mesurer leurs concentrations par spectrophotométrie (les notions essentielles de spectrophotométrie sont rappelées dans le document ci-après). Les valeurs obtenues par tous les binômes de la classe seront rassemblées dans la feuille de calcul « *Preparation\_Solution* » disponible sur l'ordinateur placé sur le bureau du professeur.

### DOCUMENT : spectrophotométrie et absorbance d'une solution

L'absorbance d'une solution est une grandeur sans unité qui renseigne sur sa capacité à absorber un rayonnement monochromatique de longueur d'onde donnée. Pour des concentrations suffisamment faibles, la loi de Beer-Lambert énonce que l'absorbance d'une solution est proportionnelle à sa concentration :

$$A_\lambda = \varepsilon_\lambda \times l \times c$$

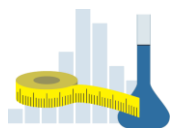
- $A_\lambda$  est l'absorbance (sans unité) à la longueur d'onde considérée ;
- $l$  (en cm) est la longueur de solution traversée par la lumière ;
- $\varepsilon_\lambda$  (en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$ ) est le coefficient d'extinction molaire : c'est une propriété du soluté pour la longueur d'onde  $\lambda$  considérée ;
- $c$  est la concentration du soluté en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

L'absorbance se mesure avec un spectrophotomètre. Lorsqu'une solution est colorée, la mesure de son absorbance est un moyen d'accéder à sa concentration. On parle de « méthode spectrophotométrique ».

3. Appliquer soigneusement le protocole n°1, puis le protocole n°2, afin d'obtenir les deux solutions  $S_1$  et  $S_2$ .
4. Après avoir lu le document ci-dessus concernant l'absorbance, mesurer les absorbances  $A_1$  et  $A_2$  de chacune des deux solutions en suivant le protocole donné ci-dessous.

#### Protocole à suivre pour mesurer une absorbance :

- Le spectrophotomètre présent dans la salle de classe a été réglé pour émettre un faisceau de longueur d'onde 800 nm.
- Remplir une cuve de spectrophotométrie avec de l'eau distillée.
- Introduire cette cuve dans le spectrophotomètre et « faire le blanc » (on appelle ainsi le fait d'imposer que l'absorbance de la cuve d'eau ait pour valeur zéro).
- Remplir la cuve avec de la solution  $S_1$  et la vider à l'évier (c'est un rinçage).
- Remplir la cuve de solution  $S_1$  et mesurer son absorbance.
- Vider la cuve et la rincer avec un peu de solution  $S_2$ .
- Remplir la cuve avec la solution  $S_2$ , mesurer son absorbance et noter sa valeur dans le tableau.



5. À l'aide de la loi de Beer-Lambert, calculer les concentrations  $c_1$  et  $c_2$  des deux solutions.

**Données :**

- largeur intérieure de la cuve :  $l = 1 \text{ cm}$  ;
  - coefficient d'extinction molaire du sulfate de cuivre pour un rayonnement de longueur d'onde 800 nm :  $\varepsilon_{800} = 12 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$
6. Noter les valeurs expérimentales des absorbances  $A_1$  et  $A_2$  dans la feuille de calcul et vérifier que les concentrations calculées automatiquement sont bien en accord avec celles obtenues à la question 5.

### 3<sup>ème</sup> partie : analyse des résultats

Pour cette partie : attendre que tous les binômes aient obtenu et saisi leurs résultats dans la feuille de calcul partagée. L'enseignante ou l'enseignant rend alors accessible le fichier obtenu sur tous les postes de travail.

Dans toute la suite on admet que la concentration obtenue à partir de l'absorbance est fiable (on néglige son incertitude). La dispersion des concentrations et leurs écarts à la valeur visée (0,02 mol/L) sont donc principalement dus aux protocoles suivis pour préparer les solutions.

7. Dans le graphique qui s'est automatiquement constitué, chaque point représente une mesure effectuée par un binôme. *A priori*, d'après l'allure de ce graphique : lequel des deux protocoles donne les concentrations les moins dispersées ?
8. Nous avons obtenu deux échantillons de valeurs de concentration, correspondant chacun à l'un des protocoles proposés. À l'aide du tableur, calculer dans les cellules dédiées les moyennes et les écarts-types de ces échantillons.

**Syntaxe à utiliser :**

- pour calculer une moyenne : « = MOYENNE (plage) »
  - pour calculer un écart-type :
    - sous LibreOffice : « = ECARTYPE.S (plage) »
    - sous Excel (version avant 2014) : « = ECARTYPE (plage) »
    - sous Excel (version récentes) : « = ECARTYPE.STANDARD (plage) »
9. Exploiter les résultats obtenus à la question précédente pour identifier :
- le protocole qui donne les valeurs les moins dispersées ;
  - le protocole qui, en moyenne, donne la concentration la plus proche des 0,02 mol/L attendus.
- Comparer la réponse avec celle donnée intuitivement à la question 2.
10. Faire l'inventaire des sources d'erreur affectant la concentration de la solution obtenue avec chacun des protocoles testés. Identifier celle dont le poids a diminué pour le protocole donnant les valeurs les moins dispersées.